28934/B

38934/B

42550

NOUVEAUX ÉLÉMENTS

DE CHIMIE,

A L'USAGE DES ÉTUDIANTS EN MÉDECINE, ET DES ÉLÈVES EN PHARMACIE;

CONTENANT

1° l'historique et la philosophie de la chimie; 2° la nouvelle nomenclature appliquée à chaque corps, avec les noms anciens; 3° les vues nouvelles sur le calorique et l'électricité; 4° les généralités de la science, avec l'histoire de tous les genres de corps utiles aux arts ou à la médecine; 5° la description des espèces employées, l'indication des meilleurs réactifs propres à reconnaître les oxides, les acides, et par suite les sels, etc.; 6° quelques exemples d'analyse, etc., etc.

PAR F. M. M. NOVARIO,

PHARMACIEN AIDE-MAJOR, EX-PHARMACIEN SOUS-AIDE-MAJOR DES HÔPITAUX MILITAIRES D'INSTRUCTION DE PARIS ET DE LA GARDE ROYALE.

Continentur artes cognatione quadam inter se.
CIC.

PARIS,

MÉQUIGNON-MARVIS, LIBRAIRE-ÉDITEUR,

RUE CHRISTINE, N° 1,

ci-devant rue de l'École de Médecine, n° 3.

AVRIL 1823.

WELLCOME
HISTORICAL
MEDICAL
LIBRARY

A MONSIEUR

LAUBERT,

OFFICIER DE LA LÉGION D'HONNEUR,
MEMBRE DU CONSEIL DE SANTÉ DES CAMPS ET ARMÉES DU ROI,
MEMBRE DE L'ACADÉMIE DE MÉDECINE DE PARIS,
etc., etc.

A MONSIEUR

MALATRET,

CHEVALIER DE LA LÉGION D'HONNEUR,
EX-PHARMACIEN EN CHEF D'ARMÉE,
PHARMACIEN EN CHEF DE L'HÔPITAL MILITAIRE DE LA GARDE ROYALE,
etc., etc.

Comme un faible témoignage
de ma reconnaissance,

F. M. M. NOVARIO.

PRÉFACE.

La plupart des étudiants en médecine ne considèrent qu'avec effroi les efforts qu'ils ont à faire pour apprendre la chimie nécessaire à préparer leur troisième examen ; et leur anxiété redouble lorsqu'ils jettent les yeux sur les excellents traités ou systèmes de chimie, ouvrages des grands maîtres, à qui nous devons toutes nos connaissances à cet égard, par la richesse et l'abondance des matières répandues dans quatre ou cinq volumes de sept à huit cents pages.

Les difficultés qu'ils rencontrent m'ont engagé à leur offrir un abrégé de cette science, renfermant, dans un seul volume de sept cents pages environ, les généralités et les faits sur lesquels reposent la majorité des questions chimiques qui leur sont posées.

Les jeunes pharmaciens y trouveront les propriétés les plus caractéristiques des corps, au moyen desquelles ils pourront le plus souvent les reconnaître, et à la suite de ces mêmes propriétés, quand elles ne suffiront pas, quels sont les meilleurs réactifs à employer pour y parvenir. Je n'insisterai que

tion de l'analyse et de la synthèse, enfin de la nomenclature chimique.

Dans le deuxième livre, je renfermerai un petit traité des quatre fluides impondérables, et de leur action sur les corps.

Je diviserai le troisième livre en deux chapitres : j'étudierai dans le premier l'oxigène et les principaux phénomènes de la combustion, les corps simples combustibles non métalliques, et l'air atmosphérique; dans le deuxième je ferai connaître les métaux et leurs alliages, ainsi que leur classification.

Le quatrième livre sera formé de quatre chapitres : le premier contiendra la description des oxides des corps simples non métalliques; le deuxième, l'histoire des oxides des métaux et des hydrates; le troisième comprendra les généralités des combinaisons acides de l'oxigène avec les corps simples combustibles et les espèces de ce genre de corps; enfin le quatrième sera divisé en deux sections : la première nous offrira les hydracides; la deuxième, les résultats non acides de l'union de l'hydrogène avec les corps simples pondérables.

Le cinquième livre se composera de trois chapitres : le premier nous fera étudier les combinaisons du phosphore avec les corps simples non métalliques et les phosphures métalliques, précédés

de leurs généralités; le deuxième, les corps qui sont le résultat de l'union du soufre avec les corps simples non métalliques, et les sulfures des métaux, précédés aussi de leurs généralités, plus deux mots sur les séléniures; enfin le troisième sera divisé en deux sections : la première sera employée à l'étude des combinaisons du chlore avec l'iode, l'azote et les métaux; la deuxième à nous faire connaître les résultats de l'union de l'iode avec l'azote et les corps simples métalliques, enfin les azotures métalliques.

Le sixième livre sera employé à l'étude des combinaisons des oxides métalliques et des bases salifiables avec les acides, ou, ce qui est la même chose, à l'étude des sels. Il se divisera en quatre chapitres : on renfermera dans le premier les généralités sur les sels; dans le deuxième, on décrira les borates, carbonates, phosphates, sulfates, nitrates, etc.; dans le troisième, on offrira les sels provenant de l'union des bases avec les hydracides.

Le septième livre commencera l'étude de la chimie végétale; il se divisera en trois chapitres : le premier renfermera la description des phénomènes de la germination, et la classification des matières végétales, etc. ; le deuxième se divisera en sept classes, renfermant les genres et les espèces de la classification; le troisième nous montrera l'étude

des phénomènes qu'éprouvent les végétaux privés de la vie.

Le huitième livre, et le dernier, sera consacré à l'étude de la chimie animale, etc.; il se divisera en quatre chapitres: le premier contiendra les premiers principes de la composition des matières animales, et la classification de ces mêmes matières, etc.; le deuxième, les substances neutres, acides, grasses, etc.; le troisième comprendra l'étude des changements que subissent les animaux après la mort; enfin dans le quatrième nous nous occuperons de l'analyse, et nous en donnerons quelques exemples.

NOUVEAUX ÉLÉMENTS

DE

CHIMIE.

ORIGINE DE LA CHIMIE.

Si l'on considère les arts qui sont le plus utiles à l'homme, et qui sont du domaine de la chimie, comme ayant été connus de toute antiquité, on peut dire que l'origine de cette science se perd dans la nuit des temps. Au troisième siècle, le mot chimie ne signifiait que l'art de faire de l'or et de l'argent. Les Grecs, en ce sens, la cultivèrent avec beaucoup d'ardeur, et la transmirent aux Arabes, ceux-ci aux peuples de l'ouest, en ajoutant au mot chimie leur article *al.* De là est venue au onzième siècle une secte d'hommes connus sous le nom d'alchimistes, qui, guidés par une fausse théorie, pensaient que la matière de l'or existait dans tous les métaux, mais engagée avec des impuretés dont il était facile de la débarrasser par une purification convenable. L'objet de tous leurs grands travaux, de leur infatigable patience, était de trouver une pierre qui pût opérer cette purification, et servir en même temps de remède universel : c'est ce que l'on a appelé pierre philosophale.

Parmi les alchimistes du treizième siècle qui se sont le plus distingués, on doit citer Albert-le-Grand en Allemagne, Roger-Bacon en Angleterre, Arnold de Villa Nova en Provence, Raimond Lulle en Espagne. Ce ne fut guère que vers le commencement du quinzième siècle que l'on fit l'application de la chimie à la médecine : Basile Valentin paraît être le premier qui s'en soit occupé. Son ouvrage le plus renommé a pour titre : *Currus triumphalis antimonii.* Un siècle après lui vint le fameux Paracelse, qui s'attribua la connaissance du remède universel, et qui mourut à Saltzbourg à l'âge de quarante-sept ans, accablé d'infirmités, suite de ses débauches, quoiqu'il portât au pommeau de son épée sa merveilleuse panacée.

Le dernier des alchimistes est Van Helmont, qui naquit en 1577. La plupart de ses contemporains et de ceux qui vinrent immédiatement après lui ne s'occupèrent plus que des moyens de perfectionner la chimie. On doit citer parmi eux Agricola, Beguin, Glaser, Erkern, Glauber, Kunckel, Boyle, etc.

Ce n'est que de 1669 que date l'origine de la chimie moderne. A cette époque l'illustre Beccher publia un ouvrage sous le titre de *Physica subterranea*, débarrassé des entraves de l'alchimie, composé cependant de tous les faits épars des alchimistes, réunis à ses propres observations, mais en un corps de principes qui enseigna aux chimistes le but où, pour l'utilité de la science, devaient tendre tous leurs efforts. Stahl, son disciple, lui succéda, perfectionna sa théorie, qui fut connue sous le nom de théorie stahlienne. Beaucoup de chimistes distingués vinrent après : en

Allemagne et dans le nord on doit citer Margraff, Bergmann, Schéele, Klaproth, etc.; en Angleterre, Black, Cavendish, Priestley, etc.; en France, Homberg, Lemery, Geoffroy, Rouelle, etc.; mais de tous ces hommes illustres aucun n'a rendu d'aussi grands services à la science que l'immortel Lavoisier, mort à Paris en 1794, victime des fureurs révolutionnaires. C'est lui qui a fondé la théorie de la chimie pneumatique, et c'est à ce grand homme que tous les savants de l'Europe doivent les lumières par lesquelles ils ont été conduits à faire en chimie ces étonnantes découvertes qui se sont succédé si rapidement depuis peu d'années.

Les faits s'accordent aujourd'hui si bien avec la théorie, que la chimie est devenue une science presque universelle, d'où dépendent tous les arts qui font la richesse des nations.

PREMIÈRE PARTIE.

NOTIONS PRÉLIMINAIRES. DES MOLÉCULES INTÉGRANTES ET CONSTITUANTES. DE LA COHÉSION, DE L'AFFINITÉ, DE LA NOMENCLATURE, etc., etc.

1. Tous les corps dans la nature se présentent à nos sens sous trois états différents, gazeux, liquides et solides. On est convenu d'appeler simples ou éléments ceux qui, de quelque manière qu'ils soient traités, ne fournissent qu'une seule matière; et composés, ceux qui en donnent autant qu'il y a de corps simples dans leur composition. Le nombre des premiers, tels que le carbone, le soufre, le fer, l'or, etc., s'élève aujourd'hui à cinquante-un, sans compter le radical de l'acide fluorique : ce sont pour nous, jusqu'à présent, ces cinquante-un éléments qui, combinés en différents nombres et en diverses proportions, forment tout ce qui existe dans la nature.

On peut, par la pensée, diviser un corps à l'infini, de manière à le rendre sous la forme de particules les plus petites possibles, telles enfin qu'elles soient invisibles, sans dimensions connues, sans mesure, et dont l'action entre elles ne puisse s'apprécier que par le résultat : c'est à ces petites parties qu'on a donné le nom de molécules; elles se divisent en *molécules intégrantes*, et en *molécules constituantes*.

2. Les molécules intégrantes sont toutes de la même nature que le corps auquel elles appartiennent, qu'il soit simple ou composé. Les molécules constituantes, au contraire, sont de nature différente et se rencontrent dans un corps composé autant de fois qu'il y existe d'éléments dissemblables. Celles-ci se réunissent deux à deux, trois à trois, quatre à quatre, etc., pour former les molécules intégrantes des corps composés.

De l'attraction moléculaire.

3. Pour expliquer d'une manière satisfaisante les phénomènes de l'attraction, les hommes ont été conduits à supposer que tous les corps matériels connus étaient doués de certaines forces en vertu desquelles ils tendent continuellement à se porter les uns vers les autres. Celle qui régit les grands corps qui constituent le système solaire a reçu le nom d'attraction planétaire; celle à laquelle obéissent tous les corps qui existent à la surface de notre globe a été appelée *attraction moléculaire*. Quoique ces deux attractions soient probablement analogues, leur action paraît être bien différente; car tandis que la première agit toujours sur des masses et à des distances considérables, celle-ci n'a lieu qu'entre des particules qui échappent à nos sens, et lorsque les corps sont dans un contact apparent, encore faut-il qu'ils soient liquides ou extrêmement divisés. (*Corpora non agunt nisi sint soluta.*)

3 *bis*. L'attraction moléculaire s'appelle *cohésion*, lorsqu'elle s'exerce entre des molécules homogènes; et

affinité, lorsqu'elle agit entre des molécules de nature différente.

De la cohésion.

4. L'effort qu'il faut faire pour diviser un corps est toujours en proportion directe avec la force qui unit ses molécules; il s'ensuit que cette force, que nous nommons cohésion, est insensible dans les gaz, très faible dans les liquides, plus ou moins considérable dans les solides. C'est ce qu'on appelait, il n'y a pas long-temps encore, *affinité ou attraction d'agrégation.*

5. Puisque les corps solides ont besoin pour se combiner d'être divisés (3), la cohésion qui retient leurs particules unies est donc un obstacle à leur combinaison. On remarque, au contraire, que la cohésion d'uu corps qui doit résulter d'une attraction entre des molécules hétérogènes favorise constamment la formation du composé qui doit avoir lieu. (*Voyez* les sels.)

De l'affinité.

6. Nous avons vu (3 *bis*) que la cohésion n'a lieu qu'entre des molécules de même nature : elle ne change rien à leurs propriétés et ne fait que modifier leur volume, leur état gazeux, liquide ou solide.

7. L'affinité, au contraire, est une force qui agit toujours entre des molécules dissemblables ou de nature différente, change leurs propriétés les plus intimes, produit tous les phénomènes les plus cachés est en un mot la véritable action réciproque des molécules les unes sur les autres. Elle varie d'intensité à

l'infini entre les différents corps et est modifiée dans ses résultats.

1° *Par la quantité relative des corps entre lesquels la combinaison peut avoir lieu.* Exemple : la baryte a, pour l'acide sulfurique, plus d'affinité que la potasse; cependant, si l'on présente une grande quantité de potasse à une petite quantité de sulfate de baryte, cette base s'emparera d'une portion de l'acide.

2° *Par les combinaisons dans lesquelles les corps peuvent être engagés.* Exemple : si une base alcaline est engagée avec un acide puissant, elle n'a presque ou point d'action sur les acides plus faibles.

3° *Par la cohésion.* Lorsque la cohésion qui unit les molécules de deux corps que l'on veut combiner l'emporte sur leur affinité réciproque, la combinaison ne peut avoir lieu. Exemple : l'eau et le sable.

4° *Par le calorique.* La chaleur s'oppose en général à l'attraction moléculaire, en éloignant les molécules des corps; cependant elle la favorise souvent, en diminuant la cohésion de certains solides. C'est ainsi que du cuivre et de l'étain ne peuvent s'unir à froid, et forment le bronze à l'aide du calorique.

5° *Par l'état électrique des corps.* On sait que les corps possédant la même électricité se repoussent, tandis qu'ayant les deux électricités différentes ils s'attirent (43).

6° *Par la pesanteur spécifique des corps.* Prenons pour exemple le cuivre et l'or fondus ensemble; si l'on abandonne la fonte à elle-même sans l'agiter, le cuivre par sa pesanteur moindre que celle de l'or occupera la partie supérieure, tandis que l'or se trouvera presque tout au fond.

7° *Par la pression.* La pression n'agit guère que sur les gaz, en rapprochant leurs molécules ; ce qui augmente leur affinité pour les corps solides et liquides, à quelques exceptions près[1] : c'est ainsi qu'on fait les eaux minérales artificielles, etc.

8. Il suit de tout ce que nous venons d'étudier qu'il est en général très difficile de pouvoir déterminer quels sont les corps qui ont le plus d'affinité les uns pour les autres, étant obligés de tenir compte des diverses forces que nous venons d'énumérer. On pensait autrefois, et cette théorie était due à Bergmann, que l'affinité agissait d'une manière absolue, et qu'elle était élective, c'est-à-dire que chaque corps choisissait de préférence celui avec lequel il voulait s'unir. En conséquence, si deux corps avaient plus d'affinité l'un pour l'autre qu'ils n'en avaient réciproquement pour un troisième, on s'imaginait que celui-ci ne pouvait les décomposer lorsqu'ils étaient unis. Ainsi, un corps qui avait une affinité plus forte était censé déplacer celui dont l'affinité était plus faible, et la force d'affinité se mesurait par décomposition.

C'est à Berthollet qu'appartient l'honneur d'avoir renversé cette théorie; c'est lui qui le premier a démontré que l'affinité augmente avec la quantité du corps agissant ; qu'elle n'est point élective et qu'elle ne produit jamais de décompositions, mais seulement des combinaisons ; que si des décompositions sont pro-

[1] Le phosphore étant placé dans du gaz oxigène pur, à la température de 20° centigrades + 0, et sous la pression ordinaire, n'absorbe rien de ce gaz, même après vingt-quatre heures de contact; mais si l'oxigène se dilate par une diminution de pression, l'union commence aussitôt, et le phosphore devient lumineux dans l'obscurité.

duites, elles dépendent d'autres causes qu'il est aisé de comprendre d'après les forces qui modifient l'affinité. (*Voyez* Statique chimique publiée en 1803.)

Si l'on s'est bien rendu compte de tout ce qui précède, il sera facile de comprendre la définition de la chimie.

La chimie est une science naturelle qui s'occupe à déterminer quelle est l'action moléculaire et réciproque de tous les corps de la nature les uns sur les autres, et le résultat de cette action.

9. Lorsque les corps n'ont pas une grande affinité mutuelle, ils peuvent, le plus souvent, s'unir presque en toute proportion; mais alors ils conservent des propriétés de leurs composants : tels sont par exemple l'eau et le sucre, l'alcool et l'eau, l'eau et le sel, etc. Le contraire arrive lorsque deux ou plusieurs corps se combinent ensemble; s'ils ont une grande affinité réciproque, leurs molécules s'unissent toujours dans un rapport simple pour former les molécules intégrantes du composé, qui, d'après sa force de cohésion, est solide, liquide, ou gazeux. Ce composé ne retient ordinairement aucune des propriétés de ses principes constituants. Prenons pour exemple les substances gazeuses dont les combinaisons sont très intimes et qui, d'après M. Gay-Lussac, se combinent toujours dans des rapports simples. Un volume de gaz oxigène et deux volumes de gaz hydrogène forment l'eau, un volume de gaz azote et trois de gaz hydrogène forment le gaz ammoniac, un de gaz ammoniac et un de gaz hydrochlorique forment le sel ammoniac, etc., etc.

On dit qu'un corps est saturé d'un autre lorsqu'il ne peut plus s'unir avec la plus petite quantité de celui-ci.

De l'analyse et de la synthèse.

10. Si l'on considère le nombre, la diversité de tous les corps employés par les chimistes, et les résultats des phénomènes de l'attraction moléculaire, il est facile de croire qu'ils ont dû, pour imiter les opérations de la nature, inventer une foule d'appareils et d'instruments différents afin de multiplier et varier leurs expériences. Cependant on peut, en généralisant toutes leurs ressources expérimentales, les réunir en deux moyens généraux, qui sont l'analyse et la synthèse. C'est à ces deux genres de résultats que se rapporte tout ce qui se fait en chimie.

On donne le nom d'*analyse* à l'opération qui sépare les divers éléments ou principes constituants des corps qui lui sont soumis; elle ne s'exerce, comme on voit, que sur des substances composées.

L'opération au moyen de laquelle on réunit les différents principes séparés par l'analyse s'appelle *synthèse*. Elle prend le nom de combinaison lorsqu'elle agit sur des matériaux isolés qu'on associe et qu'on combine ensemble. En général, tout ce qui est fourni par l'analyse s'appelle produit; on donne plus particulièrement le nom de résultat aux combinaisons de la synthèse.

Quoique l'analyse sépare, divise, isole des éléments auparavant réunis, il ne faut pas la confondre avec la division que les instruments mécaniques peuvent opérer.

Prenons pour exemple un morceau de laiton formé, comme on le verra dans la suite, de cuivre et de zinc

fondus ensemble; on peut à l'aide de limes et de mortiers de fer le réduire en poudre assez ténue pour passer à travers les mailles d'un tamis de soie, de manière que chaque petit grain devienne imperceptible: cette division n'aura produit cependant que des particules composées comme le morceau entier; jamais les instruments mécaniques ne pourront opérer la séparation de ces deux éléments. Cette division n'appartient qu'à l'analyse chimique. Les opérations de cette science commencent où la physique et la mécanique finissent: *Ubi desinit physicus, incipit chimicus.*

On avait admis, d'après la manière d'opérer, quatre espèces d'analyses différentes: l'analyse mécanique, l'analyse spontanée, l'analyse par le feu, l'analyse par les réactifs.

La première n'étant qu'une division mécanique sans action chimique, je n'en parlerai pas.

La seconde a lieu lorsqu'on abandonne à elles-mêmes des substances végétales ou animales pour subir la fermentation ou la putréfaction. Mais ici, comme les principes se séparent à l'état de molécules naissantes, c'est-à-dire au moment où les molécules constituantes sortent de leur sphère d'attraction; et qu'alors elles sont dans les circonstances les plus favorables pour former de nouvelles combinaisons, et qu'aucune force ne s'y oppose, on doit obtenir des composés qui n'existaient probablement pas dans ces substances avant leur décomposition spontanée. Cette analyse n'est donc point exacte.

La troisième, l'analyse par le feu, était autrefois la plus employée. En effet, le calorique accumulé dans un corps se loge entre ses molécules, les écarte

et les porte hors de leur sphère d'attraction : aussi l'action de la chaleur est-elle un puissant moyen pour désunir et séparer les principes constituants des corps. Cependant, comme les molécules qui en proviennent se trouvent encore dans ce cas à l'état naissant, on doit obtenir, de même que dans l'analyse spontanée, de nouvelles combinaisons, et c'est ce qui arrive ; mais ici, comme les éléments qui se dégagent par la force du calorique sont la plupart du temps gazeux, et que les gaz se combinent toujours dans des rapports simples (9), on peut en dernier résultat déterminer quels sont les premiers éléments des corps soumis à cette espèce d'analyse, qui ne sert en général que pour les matières végétales et animales.

La quatrième, l'analyse par les réactifs, est celle qu'on emploie aujourd'hui de préférence dans les laboratoires ; pour la bien connaître il faut en général toutes les ressources de la chimie. Elle s'opère au moyen de certains corps énergiques qu'on appelle réactifs, qui, mis en contact avec ceux qu'il s'agit d'analyser, ont sur ces corps une action prompte et vive qui leur fait éprouver des changements sensibles d'où l'on infère quelle est leur composition.

On distinguait encore l'analyse en analyse prochaine ou immédiate, en analyse médiate ou éloignée, en analyse simple ou vraie, en analyse fausse ou compliquée.

La première servait d'opération préliminaire à la seconde ; c'était à proprement parler une analyse compliquée, dont l'une était le commencement et l'autre la fin.

L'analyse simple ou vraie est celle qui donne des produits non altérés qui, étant recombinés par la synthèse, reconstituent le corps composé tel qu'il était avant l'analyse.

L'analyse fausse ou compliquée est celle qui donne des produits altérés, avec lesquels la synthèse ne peut plus recomposer les corps d'où on les a obtenus. Elle dépend évidemment de l'analyse spontanée et de l'analyse par le feu.

De la nomenclature chimique.

11. Autrefois en chimie la multiplicité de noms plus bizarres les uns que les autres formait un véritable chaos où la mémoire la plus heureuse venait échouer. Souvent une même substance recevait trois ou quatre noms différents qui, dans le plus grand nombre de cas, n'indiquaient pas qu'elle se rattachât à une série ou à un genre de corps quelconques. C'est ainsi que le sulfate de potasse était appelé *sel de Duobus, arcanum duplicatum, sel de Polychreste, de Glaser,* etc.

C'est au génie de Guyton de Morveau qu'est due la nomenclature fondamentale de la chimie moderne; il en posa les premiers fondements vers l'année 1780; elle fut adoptée à peu près telle qu'elle est aujourd'hui, à la suite de quelques modifications faites par une commission tirée du sein de l'académie des sciences pour l'examiner, formée de MM. Berthollet, Lavoisier et Fourcroy.

Il convenait de donner aux corps simples des noms insignifiants qui se prêtassent à la formation

d'autres noms, et aux corps composés des noms significatifs formés des premiers qui rappelassent leurs principes constituants. C'est en agissant ainsi que les auteurs de la nomenclature chimique l'ont fait admettre généralement par tous les savants de l'Europe.

12. On divise les corps simples, d'après leurs propriétés naturelles, en corps simples non métalliques, et en corps simples métalliques. Les premiers sont au nombre de dix et s'appellent : *oxigène*, *hydrogène*, *bore*, *carbone*, *phosphore*, *soufre*, *sélénium*, *iode*, *chlore* et *azote*. Les autres sont au nombre de quarante-un et ont reçu les noms de *silicium*, *zirconium*, *thorinium*, *aluminium*, *yttrium*, *glucinium*, *magnésium*, *barium*, *strontium*, *calcium*, *lithium*, *potassium*, *sodium*, *manganèse*, *fer*, *zinc*, *étain*, *arsenic*, *molybdène*, *chrôme*, *stungstène*, *colombium*, *antimoine*, *urane*, *cerium*, *cobalt*, *cadmium*, *titane*, *bismuth*, *cuivre*, *tellure*, *nickel*, *plomb*, *mercure*, *osmium*, *argent*, *or*, *platine*, *rhodium*, *palladium* et *iridium*.

13. Tous ces corps, excepté l'oxigène, s'appellent collectivement *combustibles*, c'est-à-dire *oxigénables*, parce qu'ils ont tous la propriété de s'unir plus ou moins avec ce principe, et de nous offrir par cette union divers phénomènes analogues à la combustion. Une fois combinés avec l'oxigène, ils reçoivent encore collectivement le nom de corps *brûlés*. Ceux-ci se divisent en oxides et en acides. Ils prennent le nom d'acides quand ils ont une saveur aigre et qu'ils rougissent par leur contact les couleurs bleues végétales, etc. ; celui d'oxide, quand ils ramènent au bleu ces couleurs rougies par les acides, et qu'ils peuvent

surtout se combiner avec les acides en neutralisant plus ou moins leurs propriétés [1].

14. Tous les oxides prennent le nom de leur corps combustible; seulement on marque leur degré différent d'oxigénation par les mots de protoxide, deutoxide, tritoxide, peroxide. Ainsi on dit : oxide de tel ou tel corps, quand il ne s'unit avec l'oxigène pour former un oxide que dans une seule proportion. Exemple : oxide de phosphore, oxide de carbone, etc. Mais lorsqu'il forme par cette union plusieurs oxides, comme le plomb, etc., le moins oxigéné prend le nom de protoxide; celui d'après, deutoxide, tritoxide, etc.: de là, pour désigner les oxides de manganèse, les expressions de protoxide de manganèse, deutoxide de manganèse, tritoxide ou peroxide de manganèse.

15. Il en est de même pour les acides; on désigne leurs divers degrés d'acidification par les deux terminaisons *ique*, et *eux*, qui se joignent à la fin du nom français ou latin du corps combustible, précédé du mot générique acide. Si le corps combustible n'a qu'un seul acide, comme le carbone, on dit: acide carbonique. S'il en a deux, le plus oxigéné garde, comme celui qui ne forme qu'un seul acide, la finale *ique;* et le moins oxigéné prend la terminaison *eux*. On voit que si le carbone possédait un acide moins oxigéné il s'appellerait acide carboneux.

Lorsqu'un corps combustible peut s'unir avec l'oxigène de manière à former quatre acides, les deux premiers qui sont les plus oxigénés gardent la finale

[1] Le corps combustible prend quelquefois après son union avec l'oxigène le nom de radical; ainsi le soufre est le radical de l'acide sulfurique, le carbone de l'acide carbonique, etc.

ique, et diffèrent entre eux par le mot *hypo*, qui précède le nom du deuxième, qui est moins oxigéné que le premier. Les deux derniers prennent à leur tour la terminaison *eux*, et le mot hypo se place devant le nom du dernier. Ainsi les quatre acides du soufre ont reçu les noms d'acide sulfurique, acide hyposulfurique, acide sulfureux, acide hyposulfureux. (Les acides de l'azote et du phosphore nous offriront par la suite une légère exception.)

On remarque que le peroxide ou l'oxide le plus oxigéné d'un corps combustible contient toujours moins d'oxigène que son acide le moins oxigéné.

Il y a cinq acides qu'on nomme collectivement hydracides, parce qu'ils résultent de la combinaison de l'hydrogène avec le soufre, l'iode, le chlore, le cyanogène, et le xanthogène. On les appelle séparément acide hydro-sulfurique, acide hydriodique, acide hydrochlorique, acide hydrocyanique, et acide hydroxantique.

16. Pour désigner les composés qui proviennent de l'union des oxides ou des acides entre eux, il n'y a pas de règles bien fixes. Il n'en est pas ainsi pour les corps très nombreux qui résultent de la combinaison des oxides métalliques avec les acides et qui sont connus sous le nom de sels. Lorsqu'un sel est formé d'un oxide métallique, et d'un acide terminé en *ique*, il change cette finale en *ate*; et quand la terminaison de son acide est en *eux*, il la transforme en *ite*. De là les expressions de *sulfate* ou *sulfite*, de *protoxide*, ou *deutoxide* d'étain, de *carbonate* de cuivre, de *phosphate* ou *hypo-phosphite* de soude, etc., qui représentent les combinaisons du protoxide et du deu-

toxide d'étain avec l'acide sulfurique et sulfureux, celle de l'oxide de cuivre avec l'acide carbonique, et celle de l'oxide de sodium avec l'acide phosphorique et hypo-phosphoreux.

Les acides peuvent se combiner en différentes proportions avec les oxides : il en résulte en général trois variétés de sels qui forment, 1° les sels acides, c'est-à-dire où l'acide prédomine; 2° les sels neutres, où les propriétés de l'oxide et de l'acide disparaissent; 3° les sous-sels, où l'oxide est en excès. Que l'on veuille désigner les trois variétés du sulfate de mercure, on dira, pour sulfate acide, sur-sulfate de mercure, puis sulfate neutre de mercure, et sous-sulfate de mercure. En mettant avant le mot générique sulfate les mots *proto*, *deuto*, *trito*, on désignera dans le sel le degré d'oxidation de l'oxide : supposons que l'oxide soit dans le sulfate à l'état de deutoxide, on l'exprimera ainsi : sur-deuto-sulfate, deuto-sulfate neutre, sous-deuto-sulfate, etc.

On ne s'écarte de cette règle que lorsque le sel n'est susceptible d'être formé que par un métal à un seul degré d'oxidation. Alors on dit sulfate, carbonate, etc., de tel ou tel oxide : par exemple, sulfate de potasse, sous-carbonate de soude, sur-sulfate d'alumine, etc.

On connaît cinq ou six substances qui, sans être oxides, possèdent leur propriété principale, celle de neutraliser les acides et de former des sels. C'est pourquoi on les a nommées, ainsi que les oxides, *bases salifiables*.

Lorsque les corps métalliques s'unissent entre eux, leurs composés s'appellent en général *alliages*, et se

désignent par les noms de leurs métaux respectifs. Exemple : alliage de cuivre et d'étain. Mais ils prennent plus souvent le nom d'amalgame lorsque le mercure en fait partie. Alors on dit : amalgame de tel ou tel métal.

17. Les composés solides ou liquides résultant de la combinaison des corps simples non métalliques avec les métaux ont reçu des noms terminés en *ure*. Ainsi pour désigner l'union du soufre avec les métaux, le mot générique sulfure; du carbone, du phosphore, etc., carbure, phosphure, etc. : sulfure de fer, phosphure d'étain, carbure de fer, etc.

Il en est de même des corps qui proviennent de l'union des corps simples non métalliques entre eux; seulement la finale *ure* se met indifféremment à l'un ou à l'autre : ainsi on dit aussi bien phosphure d'iode, que iodure de phosphore, etc.

Mais lorsque le résultat n'est point acide et qu'il est gazeux, comme, par exemple, certaines combinaisons de l'hydrogène, on nomme d'abord le gaz, puis le nom de l'autre corps terminé en *é* : supposons que ce soit l'hydrogène et le carbone, l'hydrogène et le phosphore, etc., on dira alors hydrogène carboné, hydrogène phosphoré, etc.

Tels sont en général les principes sur lesquels repose la nomenclature chimique; on voit qu'elle n'embrasse jusqu'à présent que les corps inorganiques. Toutes les matières végétales et animales étant composées en dernière analyse, comme nous le verrons par la suite, d'oxigène, d'hydrogène, de carbone et quelquefois d'azote, et ne différant entre elles que par les proportions de ces quatre principes consti-

tuants, n'ont pas reçu des noms ayant rapport à leurs éléments; cependant leurs sels et leurs acides peuvent, jusqu'à un certain point, être compris dans les autres généralités.

LIVRE DEUXIÈME.

DES FLUIDES, OU CORPS IMPONDÉRABLES; DU CALORIQUE, DE LA LUMIÈRE, DE L'ÉLECTRICITÉ, etc.

Quelles que soient les causes des nombreux phénomènes que nous présentent la chaleur, la lumière, l'électricité et le magnétisme, les chimistes sont convenus de les considérer comme des corps réels, et leur ont donné les noms de *calorique*, *fluide lumineux*, *fluide électrique*, et *fluide magnétique*. Cette hypothèse étant plus favorable pour expliquer les faits, nous l'adopterons, quoique leur qualité d'être impondérables rend évidemment douteuse leur existence matérielle.

Du calorique.

18. Le calorique est un corps qui produit la sensation que communément on nomme chaleur; il est invisible, extrêmement subtil, impondérable; il pénètre tous les corps, se loge entre leurs molécules, les dilate, fait passer les solides à l'état liquide, les liquides à l'état de fluides élastiques aériformes qu'on nomme gaz et vapeurs; il se meut, quand il est libre, avec une vitesse considérable sous forme de rayons à la manière de la lumière; il est comme elle susceptible d'être absorbé ou réfléchi par les corps dont

il frappe les surfaces; il tend sans cesse, par rayonnement ou par conductibilité, à se mettre en équilibre dans tous les corps; enfin il peut se combiner avec chacun d'eux en diverses proportions, pour les élever à la même température.

Le calorique est impondérable.

19. Pour démontrer son impondérabilité, on prend un flacon d'une pinte bouché à l'émeri, dans lequel on met 2 à 300 grammes d'eau; ensuite on verse doucement par un tube assez large, plongeant au fond du flacon, à peu près autant d'acide sulfurique, qui étant plus lourd que l'eau la soulève, il en résulte deux couches très distinctes. Le tube retiré, on bouche le flacon et on le pèse à une balance très sensible, puis on l'agite pour mêler les deux liquides; il se dégage alors à travers les parois du verre une grande quantité de chaleur. Lorsque le tout est revenu à la température ordinaire, on le pèse de nouveau, et l'on remarque que son poids est sensiblement le même qu'avant l'expérience.

Dilatation des corps par le calorique.

20. En général, le volume des corps augmente s'ils reçoivent du calorique en plus; il diminue, au contraire, s'il leur est soustrait; il n'y a, à cet égard, que quelques légères exceptions. C'est ainsi, par exemple, que l'eau à trois et quatre degrés du thermomètre centigrade a moins de volume qu'à 1° ou à 0. On explique ce fait en disant que les molécules, se disposant à donner naissance à des cristaux qui sont moins denses que l'eau liquide, s'arrangent de manière à être plus écartées les unes des autres. Les dissolutions salines en cristallisant par refroidissement nous offrent encore un pareil exemple. On peut donc regarder l'expansion comme l'effet le plus général du calorique, puisque

les exceptions en sont rares et qu'elles n'ont lieu qu'à de certaines températures particulières, et dire, 1° que tous les corps sont dilatés lorsqu'il les pénètre, et qu'ils se contractent quand il les abandonne; 2° qu'ils seraient tous transformés en fluides élastiques par une température assez haute, et qu'au contraire ils seraient tous solides s'ils étaient placés dans une température assez basse.

Dilatation des gaz.

21. On a remarqué que ce sont les gaz qui se dilatent le plus; cette faculté est moindre dans les liquides et beaucoup plus faible dans les solides: c'est ainsi que la dilatation d'un décimètre cube d'air chauffé de 0 à 100° est de plus de huit fois celle d'un décimètre cube d'eau chauffée de même, et celle de ce liquide environ quarante-cinq fois celle d'un décimètre cube de fer mis dans les mêmes circonstances.

Tous les gaz se dilatent également sous la pression atmosphérique depuis la température de 0, de $\frac{1}{266,67}$ de leur volume par chaque degré du thermomètre centigrade; cette loi a été découverte par MM. Dalton et Gay-Lussac. On peut démontrer cette propriété en prenant un tube de verre gradué par des divisions égales, fermé par l'une de ses extrémités, et plein de mercure; on y introduit, après l'avoir convenablement desséché, un gaz quelconque, jusqu'en un point donné; on applique alors la chaleur: la dilatation du gaz s'évalue par la quantité de mercure refoulée dans la cuve. Ainsi, tous les gaz chauffés de 0 à 100° augmentent d'un peu plus de $\frac{1}{3}$ de leur volume; cette propriété élastique ne dépend pas de leur chaleur spécifique, mais seulement de la température.

22. Les belles expériences de M. Gay-Lussac ont prouvé que, dans un espace vide ou plein d'air, les différentes vapeurs se dilatent également et uniformément, comme les gaz, par les mêmes quantités de calorique. Théorie des vapeurs.

22 *bis*. Lorsqu'on expose dans un vase sur le feu un liquide à l'action de la chaleur, ses molécules qui sont le plus rapprochées du foyer se dilatent, deviennent plus légères, et gagnent la surface, en traversant celles qui n'ont point encore été échauffées; celles-ci à leur tour les remplacent; il s'établit ainsi deux courants, l'un ascendant, l'autre descendant: tout le liquide s'échauffe et augmente sensiblement de volume, jusqu'à ce qu'il ait été élevé à un certain degré du thermomètre, que l'on nomme point d'ébullition. (Ce degré varie en général pour chaque liquide; il est sous la pression de 0,756 millimètres, de 100° pour l'eau, de 78° $\frac{1}{2}$ pour l'alcool, de 36° pour l'éther sulfurique, etc.) Alors sa température reste stationnaire et ne peut plus augmenter; tout le calorique qui lui est fourni en plus devient *latent*, c'est-à-dire caché ou insensible; il se combine avec les molécules formant le courant ascendant, et leur fait éprouver une grande expansion, qui les force à venir, sous forme de bulles, crever à sa surface, d'où elles disparaissent dans l'atmosphère. C'est à ce phénomène qu'on a donné le nom d'*ébullition*. De l'ébullition.

23. L'eau ne pouvant bouillir, sous la pression atmosphérique exprimée dans le baromètre par 76 centimètres, qu'à 100°, on peut, sans cet instrument, voir que la pression diffère dans la plaine

ou sur les montagnes ; il ne s'agit que de porter de l'eau à l'ébullition dans les deux cas : on verra, par le moyen d'un petit thermomètre, que si elle bout, dans le premier, à 100°, elle pourra, dans le second, bouillir à 99° ; donc la pression est moindre sur les montagnes que dans la plaine.

Les molécules de la vapeur, ayant rendu latent tout le calorique fourni au liquide après le moment de son ébullition, ne doivent avoir que son même degré de température : c'est ce que l'on peut démontrer en mettant dans un matras, dont la capacité est à moitié remplie d'eau, deux thermomètres, l'un plongeant dedans, l'autre placé immédiatement au-dessus. On porte alors ce liquide à l'ébullition ; la vapeur qui se forme chasse l'air de l'autre moitié, et, pendant tout le temps de l'opération, on observe que les deux thermomètres sont également à environ 100°, la pression étant de 0,76 centimètres.

Du calorique rendu latent par la vapeur d'eau.

23 *bis*. Pour connaître la quantité de calorique que peut rendre latent un litre d'eau réduit par ébullition en vapeur, il faut mettre cette eau dans une cornue à laquelle on adapte, par l'une de ses extrémités, un tube recourbé, large et recouvert de laine, plongeant par l'autre dans un vaisseau contenant 4 litres $\frac{1}{4}$ d'eau à 0. Ensuite, mettant le feu sous la cornue, on la fait bouillir jusqu'à ce que tout le liquide soit vaporisé ; l'on obtient pour résultat 5 litres $\frac{1}{4}$ d'eau à 100°. La vapeur, en cette circonstance, a donc 5 fois et $\frac{1}{4}$ plus de chaleur que l'eau à 0.

On a fait de cette propriété une heureuse application aux arts : on élève par ce moyen la température d'un grand nombre de cuves avec une seule chau-

dière, et on leur donne à volonté une égale température.

De la vaporisation.

24. Il n'est pas nécessaire, pour que la vaporisation des liquides ait lieu, que la chaleur soit élevée au point de leur ébullition; tous tendent constamment à se mettre à l'état aériforme, la pression seule s'y oppose : plus elle est considérable, moins il se forme de vapeurs, et plus le terme de leur ébullition est élevé. C'est ainsi que l'eau, sous la machine pneumatique, lorsque l'on fait le vide, bout à 0, et qu'elle peut, sans se réduire en vapeur, être portée à la chaleur rouge dans la machine à Papin.

C'est en vertu de cette tendance que les corps mouillés se dessèchent dans les températures les plus basses, et que la glace peut se vaporiser, etc.

De la tension des vapeurs.

25. On appelle *tension* la pression que peut exercer sur le baromètre, par sa force élastique, une vapeur quelconque : elle augmente avec la température, et est capable, au terme où un liquide peut bouillir, de faire équilibre à la pression atmosphérique, ou de supporter dans un tube barométrique 28 pouces de mercure. Avant ce terme, les vapeurs ne peuvent être comprimées sans se liquéfier, du moins en partie; au-dessus, elles se comportent comme les gaz, en raison des poids comprimants. Ainsi de la vapeur d'eau chauffée à 400° pourra, sans devenir liquide, faire équilibre à deux ou trois fois 28 pouces de mercure, ou à 2 ou 3 atmosphères.

Toutes les vapeurs fournies par des liquides en ébullition ont, à ce degré, des tensions égales et toujours semblables à la pression atmosphérique. Exemple : la valeur d'eau à la température de 100° a une

tension exprimée par 0,76 centimètres; celle de l'alcool à 78° $\frac{1}{2}$, une de 0,76 centimètres; celle de l'éther sulfurique à 36°, pareillement de 0,76 centimètres; ainsi des autres.

Lorsqu'elles se forment au-dessous de ce terme, elles varient considérablement par la force de leur tension, qui en général est particulière à la nature de chacune d'elles. On remarque que ce sont les vapeurs qui proviennent des liquides qui peuvent bouillir à de basses températures qui sont les plus denses. Il a été fait à ce sujet des tables qui présentent la force des différentes tensions, depuis le 40^e degré sous o jusqu'au 162^e au-dessus du thermomètre centigrade. (*Voy.* la Physique de M. Biot.)

De la distillation à de basses températures.

26. Dans le vide, les liquides se réduisent plus promptement en vapeurs; ce qui fait qu'à des températures très basses l'on peut les distiller. Il ne s'agit que de donner passage à leur vapeur, qui doit être reçue dans des vases maintenus à une chaleur inférieure de celle à laquelle la vaporisation a lieu.

27. Nous avons vu que les vapeurs qui se forment à de basses températures ont des tensions différentes, et qu'elles ne se laissent point comprimer avant le terme de l'ébullition, sans prendre, du moins en partie, l'état liquide. En conséquence, si l'on distille à 78° $\frac{1}{2}$ de chaleur de l'eau-de-vie marquant 22°, on pourra considérer la vapeur qui se formera comme un mélange de vapeur d'eau et de vapeur d'alcool. Mais à 78° $\frac{1}{2}$ du thermomètre centig., celle de l'alcool a une tension pouvant faire équilibre à la pression atmosphérique exprimée par 0,76 centimètres ou 28 pouces de mercure; tandis qu'à ce degré la vapeur

d'eau n'en a qu'une exprimée par 0,33 centimètres. Conséquemment, en faisant parvenir le mélange de ces deux vapeurs dans des récipients élevés à des températures différentes, par exemple à 70°, 50°, 30°, et 10°, presque toute celle de l'eau devra, avec une petite portion de celle de l'alcool, s'être liquéfiée dans les trois premiers récipients, tandis que l'autre aura encore assez de force de tension pour venir former de l'alcool absolu dans le dernier. C'est d'après cette théorie que sont formés les ingénieux appareils d'Adam.

Dilatation des liquides et solides.

Tandis que les gaz ainsi que les vapeurs se dilatent également et uniformément par les mêmes quantités de calorique, et toujours de $\frac{1}{26667}$ de leur volume à 0 par chaque degré du thermomètre centigrade, les liquides et les solides en diffèrent essentiellement dans la marche de leur expansion, non seulement parce qu'elle est particulière à la nature de chacun d'eux, mais encore parce qu'elle n'a pas lieu uniformément par chaque degré du thermomètre. (Cependant nous verrons tout à l'heure que, pour les solides, elle est sensiblement proportionnelle depuis le 0 jusqu'à 100°.) On remarque en général que les liquides, quelle que soit d'ailleurs leur densité, dont le point d'ébullition est moins élevé, se dilatent davantage par une quantité donnée de calorique; ainsi, par une même élévation de température, l'éther se dilate plus que l'alcool, l'alcool plus que l'eau, celle-ci plus que le mercure, etc. De même on observe que plus un liquide s'élève par la chaleur vers le terme où il peut bouillir, plus sa dilatation augmente comparativement à ce que lui ferait éprouver le même degré

de calorique dans une température plus basse ; il en résulte que la dilatabilité des liquides croît d'autant plus que le terme de leur ébullition est plus élevé.

Fusion des solides.

28. Presque tous les solides peuvent être convertis en liquides par une chaleur assez forte qui varie en général pour chacun d'eux. Le terme où cette conversion a lieu s'appelle *point de fusion* (il est de 39°—0 pour le mercure ; de zéro pour la glace ; de 33°+0 pour le suif, de 43°+0 pour le phosphore, de 109°+0 pour le soufre, de 212° + 0 pour l'étain, de 260°+0 pour le plomb, etc.). Elle s'opère quelquefois tout d'un temps, comme, par exemple, dans la fonte de la neige, du nitrate de potasse, etc. ; et dans d'autres circonstances elle n'a lieu que graduellement, en passant par tous les degrés de mollesse, jusqu'à ce que le solide ait acquis une parfaite fluidité. Le beurre, le suif, la cire, etc., sont un exemple de ce changement. Mais lorsque le corps est bon conducteur du calorique, il se fond presque aussi vite au centre qu'à la surface : exemple, le plomb.

Quand un corps est parvenu, en s'échauffant progressivement, au point où il commence à entrer en fusion, sa température reste stationnaire tout le temps que ses parties mettent à se fondre, quoiqu'il reçoive en plus une grande quantité de calorique qui devient *latente* ou insensible au thermomètre, en pénétrant les molécules de ce corps qu'elle porte à l'état liquide. Ainsi toutes les fois qu'un corps passe de l'état solide à l'état liquide, il se combine de même qu'en passant de l'état de liquide à l'état de vapeur avec une certaine dose de calorique qui se cache de telle sorte que sa présence est insensible : c'est à ce calorique

latent que les corps doivent leur état gazeux ou liquide. Un corps liquide reprend-il l'état de solide, il abandonne une grande quantité de chaleur, sans que sa température en soit sensiblement diminuée. Un gaz, en se combinant avec un corps, prend-il la forme de solide, il dégage de même une très grande quantité de calorique : exemple, la combustion des métaux dans l'oxigène. (Nous verrons pourtant par la suite quelques exceptions, telle que l'union instantanée du gaz ammoniac avec le gaz acide hydrochlorique, qui produit un solide sans dégager une chaleur proportionnée.)

28 *bis*. L'expansion des solides est très peu considérable. Il paraît, d'après MM. Dulong et Petit, que sa marche est inégale pour chaque solide en particulier, et que comme dans les liquides elle n'est pas proportionnelle à la quantité de calorique. Ainsi, au-dessus de 100°, elle augmente avec la température : de sorte qu'un métal se dilate un peu plus de 200 à 300° qu'en passant de 100 à 200°. Cet accroissement devient surtout sensible vers le terme où il entre en fusion. Les expériences de Lavoisier et Laplace faites en 1782 montrent au contraire que la dilatation des solides est sensiblement proportionnelle pour chacun d'eux par chaque degré du thermomètre centigrade, depuis le 0 ou terme de la glace fondante jusqu'au 100° degré ou point de l'ébullition de l'eau. (*Voyez* Annales de chimie et de physique, tome I, page 101.)

29. La propriété que les corps ont de se dilater par la chaleur a fourni le moyen de construire divers instruments propres à mesurer les différentes températures. Ils sont en général de trois sortes : les premiers

Pyromètres, thermomètres, etc.

s'appellent *pyromètres*, et sont destinés à mesurer les plus élevées ; les seconds se nomment *thermomètres*, et servent à la mesure de celles qui sont entre le terme de l'eau bouillante et celui de la glace fondante, ou quelquefois d'un mélange frigorifique ; les derniers ont reçu les noms de *thermoscopes*, et ne s'emploient que lorsqu'il s'agit de reconnaître que la température subit de très légères variations.

La plupart des pyromètres ne sont que des verges métalliques disposées de manière à donner le moyen d'apprécier par leur dilatation le degré de chaleur qu'on leur fait éprouver. Celui le plus en usage a été inventé par Wedgewood : il est fondé sur la propriété qu'a l'argile de se contracter par la chaleur.

C'est ordinairement l'alcool ou le mercure qui servent à la construction des thermomètres : on préfère ceux qui sont faits avec ce dernier, parce que, entre le 36^{e} degré sous zéro et celui de l'eau bouillante, son expansion est toujours proportionnelle avec celle qu'éprouve l'espèce de verre qu'on emploie pour sa construction, d'où il résulte une exacte compensation. On prend à cet effet un tube de verre ayant à l'une de ses extrémités une petite boule qui y est soufflée, remplie, de même qu'une portion du tube, de mercure ou d'alcool, et dont l'autre extrémité est exactement fermée; on plonge ce tube dans la neige fondante : le liquide se contracte, et on note bien soigneusement le point où il reste stationnaire. Cela étant fait, on le suspend par un fil dans un matras à moitié plein d'eau, immédiatement au-dessus de ce liquide qu'il faut maintenir bouillant ; on observe alors le baromètre qui doit être sous la pression de 0,756 millimètres. En se dilatant le mercure

ou l'alcool montent de la boule dans le tube jusqu'en un autre point, où définitivement ils s'arrêtent. Divisant l'espace contenu entre ces deux points en 100 parties égales qu'on nomme *degrés*, on a un thermomètre centigrade généralement adopté en France.

Les quatre espèces de thermomètres dont on se sert en Europe ne diffèrent entre eux que par leur nombre de degrés. Ces thermomètres sont de Fahrenheit, de Celsius, de Réaumur et de Delisle.

Le premier est en usage en Angleterre : l'intervalle entre ses deux points est divisé en 180°, mais l'échelle commence à la température produite par un mélange de neige et de sel marin.

Le second sert en Suède ; il a été adopté en France depuis la révolution, avant on se servait de celui de Réaumur, qui n'a son échelle que de 80° entre 0 et le 100^{e} du thermomètre centigrade.

Celui de Delisle est employé en Russie ; son zéro commence au terme de l'eau bouillante, et ses degrés vont en augmentant vers le refroidissement jusqu'au 150^{e}.

De tous les thermoscopes employés, je ne citerai que celui appelé thermomètre à air, ou thermomètre différentiel, inventé par M. Leslie. Cet instrument consiste dans un petit tube de verre ayant la forme de la lettre U et terminé à ses extrémités par deux petites boules soufflées d'égale grosseur ; le tube contient dans à peu près la moitié de sa longueur de l'acide sulfurique coloré avec du carmin, et de l'air dans l'autre ainsi que dans les deux boules. A l'une de ses branches est fixée une échelle d'ivoire, divisée en 100°, dont le zéro commence à partir im-

médiatement de la surface du liquide lorsqu'il est en repos. La boule qui termine la branche qui n'a point d'échelle s'appelle boule focale. Maintenant, si l'on place ce thermomètre dans un milieu chaud, le calorique agira également sur les deux boules, et l'acide restera de niveau dans les deux branches; mais si on expose seulement la boule focale à l'action de la chaleur, l'air qu'elle contient se dilatera, pressera sur le liquide et le fera monter dans la branche froide d'un certain nombre de degrés au-dessus de 0, et cette ascension sera proportionnelle à la quantité de calorique appliquée à la boule focale. Cet instrument peut indiquer la plus légère variation qu'éprouve la température dans un point quelconque où est placée cette boule[1].

De l'équilibre du calorique à distance.

30. Personne n'ignore que divers corps élevés à un même degré de chaleur et placés dans l'air à une certaine distance, se refroidissent, pour revenir à la température ordinaire les uns plus vite que les autres. Ce phénomène dépend de trois principales causes que nous allons examiner : 1° du rayonnement du calorique dans toutes les directions entre les différents corps, 2° des surfaces particulières aux corps, 3° de l'état d'agitation où peut se trouver l'air.

Du rayonnement du calorique.

On peut démontrer que le calorique rayonne à la manière de la lumière, en plaçant en regard deux miroirs concaves de cuivre à trois ou quatre mètres de distance l'un de l'autre, de telle sorte que leurs

[1] On peut juger approximativement de l'humidité de l'air par le moyen d'un thermomètre; on le mouille et on l'agite : si l'air est sec, l'instrument, par la vaporisation instantanée de l'eau, baisse sensiblement; si au contraire l'air est saturé d'humidité, il reste à peu près au même point.

axes se confondent; mettant au foyer du premier un thermomètre, et approchant du second un boulet de fer chauffé au point de ne pas être lumineux dans l'obscurité, on remarque que le thermomètre monte alors de plusieurs degrés ; il baisse, au contraire, si on remplace le corps chaud par de la glace : ce qui s'explique en disant que dans les deux cas les corps placés aux foyers des miroirs se lancent mutuellement des rayons proportionnels à leur température ; en conséquence, celle du corps froid doit augmenter tandis que celle de l'autre diminue. Il suit de cette expérience, qu'un corps chauffé au-dessus de la température du milieu où il se trouve est le centre d'une multitude de rayons calorifiques, qu'il fait rejaillir sur tous les corps qui l'environnent ; ceux-ci, à leur tour, lui en envoient jusqu'à ce que, par l'échange de leurs rayons ils se soient tous mis au même degré de chaleur : on dit alors qu'ils contiennent réciproquement des quantités de calorique qui se font équilibre. Les physiciens ont appelé cette propriété *équilibre du calorique, ou distribution égale de température.*

Les expériences de M. Leslie ont prouvé que le calorique rayonne le plus fortement dans la direction perpendiculaire à la surface des corps chauds, quoique rayonnant dans toutes les directions. Ainsi le rayonnement est proportionnel au sinus d'inclinaison de la surface chaude relativement aux corps réflecteurs.

31. Lorsque le calorique, en rayonnant, vient frapper les surfaces des corps, ceux-ci, si elles sont brillantes et polies, les réfléchissent et s'échauffent difficilement; cette propriété est connue sous le nom

de *pouvoir réfléchissant.* Le contraire arrive si elle sont ternes, dépolies ou rayées, les corps alors rayonnent plus fortement et absorbent beaucoup plus de calorique : cette dernière propriété a reçu le nom de *pouvoir absorbant.* Il en est une autre que tous les corps possèdent : celle de s'envoyer ou d'émettre mutuellement des rayons calorifiques proportionnels à leur température particulière ; celle-ci se nomme *pouvoir émissif.*

Les corps qui possèdent le plus énergiquement la faculté de rayonner le calorique sont ceux qui, lorsqu'il vient frapper leurs surfaces, l'absorbent le plus abondamment; on remarque, au contraire, que ceux qui réfléchissent le mieux le calorique, possèdent le moins le pouvoir émissif. Les métaux, par exemple, sont bons réflecteurs, lorsqu'ils sont polis et brillants, et ne s'échauffent pas, à beaucoup près, autant que quand leurs surfaces sont ternes ou rayées ; ils suivent la même marche dans leur refroidissement.

D'après ce qui précède nous voyons que les corps se refroidissent en raison de leur pouvoir émissif, absorbant et réfléchissant; l'action de ces différentes causes est la plus considérable dans un air parfaitement tranquille ; mais lorsqu'elle a lieu dans un grand vent son effet diminue des $\frac{4}{5}^{e}$, vu que le prompt renouvellement des points de contact du fluide gazeux enlève de la chaleur aux corps sur lesquels il se précipite ; le refroidissement, dans ce cas, est d'autant plus énergique que l'air est plus agité, qu'il a moins de capacité pour le calorique, et qu'il est moins saturé de vapeurs.

32. Nous venons de voir que le calorique tend par rayonnement à se mettre en équilibre dans tous les corps; il en est encore de même lorsque, au lieu d'être à distance, les corps se touchent : on dit alors que l'équilibre qui finit par s'établir se fait par *conductibilité*. Cette faculté paraît être particulière à la nature de chacun d'eux. Exemple : si l'on met par son extrémité une tige de fer de 60 centimètres de long dans un feu de forge et qu'on la tienne par l'autre, au bout d'un certain temps on sent qu'elle s'échauffe graduellement à partir du foyer jusqu'à notre main : si on remplace, dans cette expérience, cette tige par un morceau de bois de même dimension, il pourra brûler par une extrémité sans transmettre la moindre quantité de chaleur par l'autre. Le calorique n'est donc pas conduit dans tous les corps aussi facilement et avec la même rapidité? Ceux qui le transmettent le mieux s'appellent *bons conducteurs;* on a donné le nom de *mauvais conducteurs* à ceux qu'il traverse avec difficulté.

Conductibilité du calorique.

D'après un grand nombre d'expériences faites à ce sujet, les métaux sont, de tous les corps, les meilleurs conducteurs du calorique, quoique différant entre eux dans leur degré d'énergie; après eux viennent les pierres, le verre, etc.

Les mauvais conducteurs sont en général les bois secs, le charbon, les laines, les plumes, les soies, les graisses, etc.

Après avoir étudié la manière dont le calorique agit pour se mettre en équilibre dans tous les corps, il nous reste à savoir 1° quelles sont les quantités de ce fluide nécessaires à chacun d'eux pour les élever

Calorique spécifique.

à la même température; c'est à ces quantités qu'on a donné le nom de *calorique spécifique;* 2° quelles sont dans les corps les quantités absolues de calorique, et enfin, quand il y est accumulé, quels phénomènes il leur fait éprouver dans leur composition.

33. Quoique jusqu'à présent il a été impossible de déterminer la quantité absolue de calorique nécessaire pour porter les corps à une certaine température, on peut cependant mesurer la quantité relative qu'ils absorbent pour s'élever, sous un poids donné, d'un même nombre de degrés. C'est ainsi, par exemple, qu'en mêlant des quantités égales en poids de mercure à 0 et d'eau à 34°, on obtient un mélange à la température de 33°. La quantité de calorique qui élève l'eau d'un degré est donc capable d'élever le mercure de 33°. Si l'on remplace, dans cette expérience, le mercure par de l'huile de baleine à 50°, et l'eau à 34° par de l'eau à 100°, on aura, après le mélange, une température de 83°; l'eau par conséquent n'a perdu que 17° de chaleur tandis que l'huile en a gagné 33. Le calorique spécifique de l'eau est donc deux fois plus considérable que celui de l'huile de baleine, ou, en d'autres termes, l'eau a une capacité deux fois plus grande pour le calorique que cette huile. On pourra, en agissant ainsi, trouver le calorique spécifique de presque tous les corps, seulement il faudra faire attention que les différents liquides dont on pourra se servir n'aient point d'action chimique entre eux.

Calorimètre. Laplace et Lavoisier ont inventé un instrument qu'on appelle *calorimètre*, au moyen duquel on peut s'assurer de la quantité relative de calorique contenue dans les corps. Cet instrument est en fer-blanc,

et consiste en trois vases concentriques circulaires d'inégale grandeur pouvant s'emboîter de manière à former trois cavités séparées, qui se distinguent par les noms de *capacité interne*, *capacité moyenne*, et *capacité extérieure*. La capacité intérieure est fermée par un grillage de fer soutenu par des montants de même métal. Sa partie supérieure se ferme au moyen d'un couvercle entièrement ouvert par-dessus et dont le dessous est un grillage de fil de fer. C'est dans cette capacité que se placent les corps qu'on veut soumettre à l'expérience. La capacité moyenne est destinée à être remplie de glace qui y est supportée et retenue par une grille au-dessous de laquelle est un tamis; au-dessus du tamis se trouve un petit cône formant entonnoir armé d'un robinet; c'est par-là que coule l'eau au fur et à mesure que la glace fond; elle est reçue dans un vase placé sous la machine : la capacité extérieure a pour objet de renfermer la glace qui doit empêcher l'air d'agir sur celle de la capacité moyenne, et ne communique point avec cette capacité. L'eau qui en sort est conduite par un robinet placé sur le côté.

Nous avons vu (25) que la glace en se liquéfiant à 0, rendait latent tout le colorique qu'on lui fournissait aussi long-temps qu'elle restait à fondre. Maintenant, qu'il s'agisse de déterminer quel est le calorique spécifique d'une substance quelconque, on la renfermera dans un vase mince dont on aura préalablement déterminé le sien et on la portera ainsi que le vase, par exemple, à la température de 100°; plaçant ensuite le tout dans la capacité intérieure, on jugera de son calorique spécifique par la quantité

de glace qu'elle fera fondre pour revenir à la température de 0.

Sachant qu'un kilogramme d'eau à 75° peut fondre un kilogramme de glace à 0, pour descendre à ce degré, on compare la quantité qu'un kilogramme de telle ou telle substance peut liquéfier, en passant de 75° à 0, ce qui sert à établir son calorique spécifique.

Pendant le temps qu'on opère, la température de l'air ambiant ne doit jamais être au-dessous de 0, ni au-dessus de 5° centigrades. Car la glace de la capacité moyenne pourrait, dans le premier cas, être refroidie au-dessous de 0 par l'air environnant; et, dans le second, il pourrait passer de l'air à travers la machine qui porterait du calorique dans cette capacité.

Il est facile de voir que cet instrument ne peut guère servir que pour mesurer la chaleur relative que dégagent les corps solides ou liquides en se refroidissant jusqu'à 0, et qu'il n'offrirait pas d'avantages pour la mesure de celle des gaz qui, en général, ont peu de capacité pour le calorique. Il n'en est pas ainsi du calorimètre à eau de MM. Delaroche et Bérard : il est fondé sur ce que l'eau ordinaire a près de deux degrés au-dessous de la température de l'air ambiant, et qu'en faisant passer à travers cette eau par un serpentin, d'une manière constante et uniforme, un volume d'un gaz donné, chauffé à un certain point, on peut, par comparaison, juger de l'augmentation que lui fera éprouver dans sa température ce gaz avec tout autre quelconque.

Changement dans la composition

33 *bis*. Lorsque le calorique est accumulé dans les corps, il les fait non-seulement passer de l'état solide

à l'état liquide ou à l'état gazeux, mais encore il leur fait bien souvent éprouver des changements dans leur composition. On remarque, en général, 1° que les composés de matières fixes, comme, par exemple, beaucoup d'alliages, ne peuvent être décomposés par le calorique; 2° que toutes les substances animales et végétales, qui toutes sont composées de principes fixes et volatils, peuvent être décomposées par ce fluide; 3° que les molécules des composés qui proviennent de la combustion d'un corps ayant beaucoup d'affinité pour l'oxigène, sont très difficiles à porter par ce moyen hors de leur sphère d'attraction. Exemple : l'acide borique, l'acide phosphorique, le tritoxide de fer, etc. des corps par le calorique.

34. D'après ce que nous avons étudié il est facile de prévoir que ce qu'on appelle vulgairement *froid* n'est autre chose que l'absence du calorique. Touche-t-on un morceau de glace, il enlève rapidement du calorique à notre main, et cette soustraction produit la sensation du froid; si, au contraire, c'est un corps au-dessus de notre température, il lui cède de son calorique, et nous éprouvons la sensation opposée : *et vice versâ*. Du froid.

La terre se refroidit par deux causes, par l'absence du soleil, et par son rayonnement avec l'espace indéfini. L'air est plus froid, comme on sait, dans les régions élevées; il l'est d'un degré par 200 mètres d'élévation, ce qui fait que la neige est permanente sur certaines montagnes.

C'est en variant l'état des corps que l'on fait les froids artificiels : les substances qu'on emploie ordinairement sont la neige ou la glace pilée, les sels déliquescents, les acides sulfurique, nitrique, etc., quelquefois les éthers, et souvent en employant la

vaporisation sous la machine pneumatique. Par ce dernier moyen on parvient à faire geler de l'eau. A cet effet on place sous cette machine deux petites soucoupes, l'une pleine d'eau, l'autre contenant de l'acide sulfurique concentré, mais de manière que celle-ci soit placée à deux doigts de distance au-dessus de l'autre. Alors on fait le vide, la vaporisation commence; et, à mesure que la vapeur se forme, l'acide qui a une grande affinité pour l'eau s'en empare; mais, comme elle ne peut se former et se renouveler sans cesse qu'aux dépens du calorique latent qui maintient l'eau à l'état liquide, il vient un moment où il n'en reste plus assez à celle-ci ce qui fait qu'elle cristallise en formant de la glace. Au lieu d'acide sulfurique, on peut employer toute autre substance ayant beaucoup d'affinité pour l'eau.

Mélanges frigorifiques.

On peut produire un froid de 18°—0, en faisant un mélange de parties égales de neige et de sel marin : ce froid est celui des limonadiers glaciers ; seulement ils remplacent la neige par de la glace pilée. Si l'on place séparément au milieu de ce mélange trois parties d'hydrochlorate de chaux et deux de neige, et si, après avoir attendu que leur température se soit abaissée jusqu'à celle du mélange, on les mêle ensuite, on obtient un froid de 27°—0; en faisant refroidir séparément encore dans ce nouveau mélange, pendant le temps qu'il met à se fondre, deux parties d'hydrochlorate de chaux et une de neige, on obtient en les mêlant aussi un froid de 54°—0; et en agissant comme ci-dessus, sur dix parties d'acide sulfurique étendu et huit de neige, on produit le maximum de froid connu 68°—0.

35. Le calorique émane continuellement du soleil par rayonnement; il est dégagé des corps et particulièrement du gaz oxigène par combustion; et, dans beaucoup de circonstances, il est rendu sensible par compression, aussi par frottement, etc. Des sources du calorique.

Sans rechercher si le soleil est un globe dans un état violent de combustion, comme l'ont admis beaucoup de physiciens, ou croire, comme l'a annoncé le célèbre Herschell, que ce soit un globe semblable aux autres planètes, entouré d'une atmosphère dans laquelle flottent des nues lumineuses qui émettent cette grande quantité de lumière à laquelle le soleil doit son éclat; nous dirons seulement que ses rayons sont en même temps lumineux et calorifiques; qu'ils n'échauffent presque pas les corps transparents, et qu'ils échauffent, au contraire, les corps opaques, ce qui paraît dépendre de ce que les premiers leur donnent un libre passage, tandis que les autres les retiennent du moins en partie.

En se rappelant ce que nous avons dit sur l'influence des surfaces dans le rayonnement du calorique, on concevra facilement pourquoi, en plaçant au soleil, sur de la neige, des morceaux de draps blanc, rouge, noir, etc., les plus foncés en couleur en liquéfient davantage. C'est que les rayons calorifiques, comme les autres rayons de la lumière, sont absorbés par les uns, et réfléchis ou renvoyés par les autres. (*Voy.* 40.)

Nous avons vu que toutes les fois qu'un corps passe de l'état gazeux ou de l'état liquide à celui de solide, il dégage du calorique. La combustion, comme nous le verrons à l'article de l'oxigène, étant dépendante de ce phénomène, nous renvoyons le lecteur au (60). Chaleur produite par combustion,

Produite par percussion et compression,

36. On rend sensible dans les corps le calorique par une percussion forte ou une vive compression. C'est ainsi que journellement nous tirons, pour enflammer de l'amadou, des étincelles par la collision du caillou et de l'acier, que nous comprimons, pour le même objet, de l'air dans un corps de pompe à parois résistantes. Enfin, l'on sait qu'en battant vivement et fortement sur une enclume un morceau de fer on parvient à le faire rougir; ce dernier phénomène paraît être dû à une condensation du corps frappé.

Par frottement.

On peut allumer des feux en frottant vivement l'un contre l'autre des morceaux de bois sec, et l'on sait que souvent l'essieu des voitures très pesamment chargées s'enflamme par son frottement sur la roue. Cette chaleur, qui se manifeste dans ce cas, ne provient ni d'un rapprochement de molécules, ni d'une altération du calorique spécifique; on ne peut admettre qu'elle est dégagée de l'air environnant; d'où vient-elle donc? On n'a, jusqu'à présent donné aucune réponse satisfaisante à cette question. C'est ce qui a fait dire à plusieurs physiciens que le calorique n'existait pas, et que ce qu'on appelle ainsi n'est qu'une espèce de mouvement particulière.

De la lumière.

37. La lumière a été considérée par Huygens, Euler, Descartes, comme un fluide subtil généralement répandu dans l'espace, et rendant les corps visibles par les ondulations que lui fait éprouver le soleil lorsqu'il paraît sur notre horizon.

D'autres physiciens, et Newton à leur tête, ont prétendu que la lumière consiste dans des particules continuellement séparées des corps lumineux, qui se meuvent en ligne droite et viennent éclairer les corps.

38. Quoi qu'il en soit, c'est à elle que tous les êtres, toutes les substances qui existent dans la nature, doivent leurs différentes couleurs. Elle émane du soleil, des étoiles, des corps phosphorescents, des corps en combustion et de ceux, excepté les gaz, qui sont échauffés à 538°, qui est le terme de la chaleur rouge. Sa vitesse est extrême, elle parcourt par seconde 80,000 lieues, et se meut toujours en ligne droite; mais lorsqu'un rayon de lumière passe d'un milieu plus rare dans un milieu plus dense, il se rapproche de la perpendiculaire. La déviation qu'il éprouve dans ce cas se nomme *réfraction*, et le rayon est dit *réfracté*. Le contraire arrive s'il entre d'un milieu plus dense dans un milieu plus rare. En général, la force de réfraction est toujours proportionnelle à la densité du milieu, et d'autant plus grande que le milieu est plus combustible; dans un même milieu les sinus des angles d'incidence et de réfraction sont constamment dans un même rapport.

38 *bis*. Quand un rayon tombe sur une surface polie, comme celle des miroirs, il retourne vers le milieu qu'il avait pénétré: on donne le nom de *réflexion* à ce changement de direction, et le rayon s'appelle *réfléchi*. Dans ce cas, l'angle de réflexion est toujours égal à l'angle d'incidence. Malus est le premier qui ait remarqué que la lumière pouvait se polariser. (*Voyez* la Physique de M. Biot.)

39. Lorsqu'on réfracte la lumière en la faisant passer à travers un prisme triangulaire de verre, on la décompose et on obtient l'image du spectre solaire formée des mêmes couleurs que l'arc-en-ciel; ces couleurs ont servi à classer les rayons primitifs de la lumière dans l'ordre suivant : *rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo, violet.* De ces sept rayons c'est le rouge qui se réfracte le moins, et le violet le plus. Herschell, le premier, a fait voir que c'est au milieu du spectre solaire que la faculté d'éclairer les objets est la plus grande, et qu'à partir du rayon vert elle décroît vers les extrémités; qu'en outre c'est le rayon rouge qui possède le plus la vertu calorifique, et qu'elle diminue graduellement jusqu'au rayon violet qui l'a le moins.

D'après MM. Ritter, Wollaston et Bérard, c'est le rayon violet qui a le plus d'action chimique sur les corps.

40. La couleur des objets dépend de la réflexion ou de l'absorption de la lumière. Un corps absorbe-t-il ses rayons, il est noir; les réfléchit-il tous au contraire, il est blanc : ainsi les substances vertes, jaunes, bleues, etc., réfléchissent les rayons vert, jaune, bleu, etc., et absorbent tous les autres; mais lorsque les corps donnent passage à la lumière ou à la transparence, cette propriété particulière à certains corps ne peut mieux s'expliquer, suivant Newton, qu'en supposant que leurs molécules sont de densité égale, et qu'elles sont placées dans un arrangement régulier, ce qui fait que la lumière les traverse parce qu'elle y est attirée dans tous les sens, et c'est alors comme si elle ne l'était pas du tout, tandis que, dans les

substances opaques, la différence de leur densité et de l'arrangement de leurs molécules fait que le rayon de lumière étant inégalement attiré, est forcé de changer continuellement de route, et ne peut y passer; dès lors il rebrousse chemin.

Il y a des corps transparents à travers lesquels un rayon lumineux peut passer, en s'y divisant en deux rayons distincts, dont l'un est réfracté à la manière ordinaire, et dont l'autre éprouve une réfraction considérable : les objets vus à travers ces corps nous paraissent doubles, c'est pourquoi on les a nommés *corps à double réfraction.* C'est sur la propriété que nous venons d'étudier qu'est fondée en général la science qu'on nomme *optique.*

41. La lumière a une influence directe sur tout ce qui existe dans la nature; on peut dire en général qu'elle vivifie tous les corps organiques. Les plantes, par exemple, ne peuvent végéter que difficilement dans l'obscurité, et finiraient par y mourir promptement; elles s'y étiolent et perdent de leur saveur; elles n'y augmentent presque pas la proportion de leur matière combustible, aussi leur accroissement s'y fait mal; mais peu de temps après qu'elles ont été exposées à la lumière, elles reprennent toute leur force végétative.

42. Tandis que la lumière rend la couleur des corps organiques plus intense dans leur état de vie, on remarque qu'elle altère, dans un temps plus ou moins considérable, soit seule, soit avec le concours de l'air, toutes les couleurs végétales et animales des corps qui ont cessé d'exister, de même que beaucoup de couleurs minérales. Dans tous ces cas, le corps

sur lequel la lumière agit éprouve une véritable décomposition, et souvent analogue à celle que lui ferait éprouver une grande quantité de calorique : c'est cette similitude d'action, jointe à ce que l'on peut dégager par le calorique une très vive lumière en brûlant des corps simples dans du gaz oxigène pur, et à ce que de même aussi on peut produire par la lumière une chaleur des plus intenses en concentrant ses rayons au moyen de verres lenticulaires, qui a fait présumer à plusieurs physiciens que le calorique et la lumière pourraient bien n'être qu'un même fluide.

De l'électricité.

43. Il paraît que l'électricité peut être développée à la surface de tous les corps par frottement ou par contact. On la regarde généralement comme formée de deux fluides qui, lorsqu'ils sont désunis, s'attirent constamment avec une force qui est en raison inverse du carré de la distance, et qui, dans un état parfait de neutralité, existent dans tous les corps ; d'où il résulte que leur présence y est insensible. Aujourd'hui beaucoup de chimistes attribuent la cause de presque toutes les combinaisons des corps de la nature à la grande affinité de ces deux fluides. Nous verrons en effet tout à l'heure que les substances provenant des décompositions produites par la pile voltaïque possèdent toujours les électricités opposées. Celle produite par le verre s'appelle *électricité vitrée* ou *positive*, ou bien encore *fluide vitré* ou *positif*. On a donné le nom d'*électricité résineuse* ou *négative* à celle produite par la résine;

cette dernière prend encore la dénomination de *fluide résineux* ou *négatif*.

44. Les corps qui peuvent être excités par frottement ont été appelés *électriques*, tandis que ceux qui ne jouissent pas de cette faculté ont été nommés *corps non électriques*. Le succin, le verre, les pierres gemmes, le cristal de roche, les résines, le soufre, la soie, la laine, les plumes, les poils, etc., appartiennent au premier genre; le deuxième comprend les métaux, la plupart des liquides, le charbon, etc.: ceux-ci lorsqu'ils touchent un corps électrisé lui enlèvent aussitôt son fluide et le transmettent rapidement à la terre, qui en est le réservoir commun; c'est pourquoi ils ont encore reçu le nom de *corps conducteurs*, par opposition aux autres, qui ont été dits *corps non conducteurs*.

45. Pour exciter l'électricité à la surface d'un corps électrique, on le frotte vivement avec une étoffe de laine ou une peau de chat : alors il acquiert aussitôt la singulière propriété d'attirer les petits corps légers et de les repousser ensuite; ce qui dépend de ce que les corps chargés d'un même fluide se repoussent réciproquement, et de ce qu'ils s'attirent lorsque leur électricité est de nature différente. En cette circonstance, le corps léger a, par influence, ces deux électricités séparées : celle de nature opposée au fluide du corps excité l'entraîne jusqu'à la surface de ce corps; là elle est neutralisée, ce qui fait que le petit corps léger partage celle qui constitue l'état d'excitation, et qu'il est repoussé.

Les corps non *conducteurs* ou électriques servent à *isoler* de la terre les métaux lorsque ceux-ci doi-

vent retenir l'électricité, pour former ce qu'on appelle les *condensateurs*. Cet instrument est ordinairement un cylindre de cuivre isolé par un support de verre ou de résine, ou suspendu par un cordon de soie. Dans cet état il peut recevoir le fluide électrique et le conserver. Si alors on le place dans le voisinage d'un petit corps léger, il agit de la même manière que les corps non conducteurs lorsqu'ils sont excités.

46. Si l'on frotte deux corps l'un contre l'autre, par exemple un bâton de cire d'Espagne avec une peau de chat, les électricités de ces corps se séparent; le fluide vitré s'accumule dans la peau, et le fluide résineux dans la cire : il s'ensuit que les deux corps deviennent excités. S'ils sont conducteurs, cet état se perd aussitôt, à moins qu'ils ne soient isolés. Ils le retiennent, au contraire, pendant un certain temps, s'ils sont électriques ou non conducteurs.

47. Les corps peuvent produire tour à tour, par frottement, le fluide vitré ou le fluide résineux, excepté la peau de chat, qui s'électrise toujours positivement. Ainsi les substances contenues dans le tableau qui suit prennent l'électricité vitrée quand on les frotte avec celles qui les suivent, et le fluide résineux lorsqu'on les excite avec celles qui les précèdent.

Peau de chat.	Papier.
Verre poli.	Soie.
Étoffe de laine.	Gomme laque.
Plumes.	Verre dépoli.
Bois.	Soufre.

Les deux fluides, lorsqu'ils sont séparés, peu-

vent se mouvoir avec une vitesse inconcevable ; ils parcourent, lorsqu'ils sont conduits par un fil métallique, 10 lieues par seconde, et sont d'une nature si subtile qu'en quelque quantité que nous puissions les accumuler, leur présence ne peut être rendue sensible par la balance la plus délicate.

48. Comme, dans le vide, on ne peut conserver l'électricité, et qu'elle s'y dissipe à mesure qu'elle y est développée, on présume que le fluide électrique n'est retenu à la surface des corps que par la pression de l'air environnant, qui, lorsqu'il est sec, n'est pas conducteur, la déperdition de ce fluide étant considérable dans un air saturé d'humidité.

49. Il paraît que l'électricité se répand d'elle-même à la surface de tous les corps ; car la quantité de fluide que l'on peut retenir sur un corps est toujours proportionnelle à l'étendue de sa surface, quelle que soit d'ailleurs sa nature ou sa forme, qu'il soit creux ou solide. Cependant si le corps électrisé est un ellipsoïde, la couche du fluide sera la plus épaisse au sommet du plus grand axe, et la plus mince au sommet du plus petit. Lorsque deux sphères électrisées se touchent, il n'y a point d'électricité libre au point de contact, et, dans chaque sphère, la quantité de fluide accumulée est la plus considérable au point le plus éloigné du point de contact.

50. Puisque la quantité d'électricité que l'on peut retenir à la surface d'un corps est toujours proportionnelle à l'étendue de sa surface, il s'ensuit que, s'il est d'une forme sphérique, la dissipation de son fluide, lorsqu'il sera dans un état d'excitation, sera beaucoup moins considérable que s'il était d'une

forme allongée et terminée par une extrémité aiguë; car l'épaisseur de la couche électrique à l'extrémité des pointes est d'un grand nombre de fois plus grande que partout ailleurs, et la déperdition du fluide électrique est toujours en raison directe du carré de l'épaisseur. Maintenant si l'on approche à une certaine distance d'un corps non excité un condensateur chargé de fluide électrique, vitré, par exemple; celui-ci lui décomposera, par influence, ses électricités naturelles, refoulera dans le sol le fluide de même nature que le sien, et attirera à l'extrémité du corps la plus rapprochée le fluide de nature opposée. Alors, si cette extrémité est terminée par une pointe, il y aura un écoulement continuel de fluide résineux, qui ira neutraliser le fluide vitré dont le condensateur sera chargé, et bientôt il arrivera que ce corps lui-même sera revenu dans son état naturel. C'est sur cette propriété des pointes qu'est fondée la théorie et par suite l'invention des *paratonnerres*.

51. Supposons qu'au lieu d'un condensateur ce soit un nuage porteur de la foudre; son action sera parfaitement la même; il agira à distance sur tous les corps qui se trouveront sous son influence, décomposera leurs électricités naturelles, attirera à lui le fluide opposé au sien, et refoulera dans la terre celui de même nature. Dans cette circonstance, les verges de fer terminées par des pointes, communiquant au sol par une chaîne de même métal et placées sur nos bâtiments, neutraliseront son électricité en lui envoyant constamment du fluide contraire qu'elles puiseront dans le sol; ou du moins, si ce

nuage en approche trop près et que le choc électrique ait lieu, elles livreront, par leur vertu conductrice, passage à son fluide, et préserveront ainsi d'une ruine certaine les édifices placés sous leur protection.

52. On a vu des verges de paratonnerre se fondre de la moitié de leur longueur par la violence du fluide électrique. On a toujours expliqué ce fait en disant que leur surface n'étant pas assez grande pour lui donner passage, il les pénétrait jusqu'au centre en dégageant leur calorique.

C'est Franklin qui le premier a fait voir que le fluide de la foudre et l'électricité étaient identiques.

De l'électricité développée par contact.

53. Le hasard fit découvrir à Galvani que l'électricité pouvait se développer par le contact de deux métaux hétérogènes. Volta tira de cette découverte tout le fruit possible en construisant l'instrument appelé *pile voltaïque*, avec lequel les chimistes, et particulièrement M. Davy, ont fait depuis peu d'années de si brillantes découvertes.

Si l'on applique une plaque de zinc sur une plaque de cuivre et qu'on les isole, leurs électricités naturelles se séparent aussitôt, et se portent sur le revers de chaque plaque; en les examinant on voit que le fluide vitré ou positif est sur le zinc, et le fluide résineux ou négatif sur le cuivre. Volta découvrit qu'on pouvait obtenir, pendant un temps considérable, un courant continuel d'électricité en superposant, dans un même ordre, des disques de

zinc et de cuivre de la grandeur d'une pièce de cinq francs, et en séparant chaque paire par une rondelle de carton ou de drap imbibée d'une solution saturée de sel marin, de manière que le poids des disques ne fît rien sortir du liquide. Chaque paire était placée de telle sorte que le cuivre de l'une était posé sur la rondelle et celle-ci sur le zinc de l'autre, et ainsi de suite. On voit que l'instrument était terminé à l'une de ses extrémités par une plaque de zinc, et à l'autre par une plaque de cuivre : la première a été nommée *pôle positif;* la seconde a reçu le nom de *pôle négatif.* La force de cet appareil augmente avec le nombre de paires, et son énergie est de beaucoup plus considérable en proportion de la plus grande dimension de ses disques. Le liquide dont les rondelles sont mouillées sert de conducteur aux deux fluides de chaque élément, qui se rassemblent, le positif au pole zinc, et le négatif au pole cuivre ; c'est ce qui a fait dire qu'ils se polarisaient.

Depuis 1800, époque où Volta publia la description de la pile, on a singulièrement perfectionné cet instrument ; on le construit assez ordinairement aujourd'hui avec des cuves en bois de chêne, un peu plus profondes et un peu plus larges que les plaques dont on se sert, qui sont maintenant carrées et soudées ensemble dans la cuve par un mastic fait avec quatre parties de brique pilée, trois de résine et une de cire : celle de zinc est de trois ou quatre fois plus épaisse que celle de cuivre ; les caisses sont vernissées et leur fond est recouvert d'une couche de ce mastic. Toutes les plaques sont disposées sur des plans parallèles et à égale distance, dans le même ordre que

dans la pile, c'est-à-dire par paire, cuivre et zinc; chaque cuve ou auge doit contenir une centaine d'éléments.

On met souvent en expérience plusieurs de ces auges réunies ensemble par leurs pôles positifs et négatifs au moyen de conducteurs métalliques formés de gros fil de laiton ou de platine ayant la forme de la lettre *U* renversée. L'appareil total prend le nom de *batterie galvanique* ou *voltaïque*.

54. Pour mettre en action une pile ou une batterie voltaïque, on adapte, après l'avoir remplie d'eau contenant le 15^{e} de son poids d'acide nitrique, un fil de laiton, d'or ou de platine, à chacun de ses pôles; saisissant ensuite ces fils au moyen de pinces de verre, on les fait communiquer, à très peu de distance l'un de l'autre, avec le corps que l'on veut décomposer: si ce corps est simple, il pourra rougir et même se gazéifier; s'il est composé, ses éléments pourront être séparés. Supposons que ce soit une batterie à larges plaques, et que le corps soit un fil de fer ou d'or; on le verra rougir subitement et disparaître dans l'atmosphère: on explique ce phénomène en disant, de même que pour les verges de paratonnerres fondues par la violence de la foudre, que ce corps, ne présentant pas assez de surface au passage des deux fluides, ils le pénètrent jusqu'au centre en rapprochant ses molécules, et en dégageant son calorique.

Dans ce cas, il se pourrait faire que ce fût l'union des deux fluides qui lui eût donné naissance; car un grand nombre d'expériences faites par MM. Davy et Berzélius, tendraient à faire croire que la cause du feu serait l'union d'électricités opposées, tant dans les

combinaisons chimiques que dans celui produit par l'étincelle électrique. M. Davy ayant soumis, dans le vide, à l'action d'une forte batterie voltaïque, un morceau de charbon en communication avec les deux fils conducteurs, le vit, pendant très long-temps, dans une parfaite incandescence. Comme on ne peut attribuer cette chaleur et cette lumière ni à une combustion ni à un rapprochement de molécules, il s'ensuit que la théorie du calorique, fondée dans beaucoup de circonstances sur ce rapprochement, pourra bien éprouver quelques modifications.

M. Thénard a fait une expérience à peu près semblable : ayant placé, dans les mêmes circonstances, excepté le vide, un fil de fer dans du gaz azote, il obtint aussi une chaleur rouge.

55. D'après l'action de la pile sur les corps, on peut, comme l'a proposé M. Berzélius, les ranger en deux grandes classes : la première renferme les corps *électro-positifs*, la seconde les corps *électro-négatifs*. Dans les décompositions par la pile, ceux qui, de même que l'oxigène et les acides, sont attirés au pôle positif forment la deuxième division; et ceux qui, de même que les métaux et en général les oxides, se rendent au pôle négatif forment la première.

De tous les corps, c'est l'oxigène qui est le corps le plus *électro-négatif;* car constamment il est attiré au pôle positif. En général les autres varient dans leur action : ils peuvent être tantôt négatifs et tantôt positifs, ce qui dépend des combinaisons où ils se trouvent engagés; par exemple, le soufre dans les sulfures métalliques soumis à la force de la pile est attiré au pôle positif, et, dans la décomposition de l'a-

cide sulfurique par ce moyen, il se rend au pôle négatif.

56. Lorsque l'on soumet un corps composé à l'action de la pile, chacun de ses éléments étant attiré par le pôle opposé à son état électrique, par une force beaucoup plus grande que celle qui le maintient dans sa combinaison, est forcé de se séparer; il en résulte deux courants, l'un qui se rend au pôle positif, l'autre qui va au pôle négatif. Quoique les molécules, dans ce cas, soient à l'état naissant, et qu'elles peuvent provenir d'acides et de bases salifiables, elles se croisent, sans éprouver la moindre altération, pour venir s'accumuler vers le pôle où elles sont respectivement attirées : les alcalis et les acides peuvent même traverser une infusion de tournesol sans la rougir ou la verdir le moins possible. M. Berzélius en a tiré cette conséquence, « que l'affinité chimique est identique avec les » attractions électriques, et que, pour que les corps » s'unissent chimiquement, il faut qu'ils possèdent » les électricités opposées. » (*Voyez* l'Essai sur les proportions chimiques, etc., par M. Berzélius.[1])

Du fluide magnétique.

57. L'aimant est une mine de fer très pauvre qui se trouve en France, en Corse, en Suède, en Hongrie, en Macédoine, etc. Elle a la singulière propriété d'attirer à elle trois métaux, qui sont le fer, le nickel, le cobalt, et de leur communiquer, par frottement, sa vertu. Alors ils sont comme elle susceptibles de

[1] Chez Mequignon-Marvis, rue Christine, n° 1.

s'attirer réciproquement, et de se diriger d'un côté vers le pôle nord, et de l'autre vers le pôle sud; de s'incliner vers le premier dans l'hémisphère boréal, et vers le deuxième dans l'hémisphère austral; de ne pencher d'aucun côté dans certains lieux qui forment l'*équateur magnétique;* d'attirer, par leurs parties tournées vers le midi, la partie d'un autre aimant tournée vers le nord, et de repousser au contraire celle de même nature, etc. C'est à la cause inconnue de cette propriété qu'on a donné le nom de *fluide magnétique.*

Depuis long-temps on a reconnu que le fer pur, une fois aimanté, n'était pas capable de garder sa faculté magnétique; mais que, lorsqu'il était uni avec le carbone, il la conservait indéfiniment.

Quoique les trois métaux dont nous venons de parler perdent, en se combinant avec d'autres substances, et particulièrement avec le soufre, leur vertu magnétique, il résulte des expériences de M. Hatchett que les proto-sulfures et les proto-phosphures peuvent devenir de très bons aimants artificiels.

C'est sur les propriétés que peut acquérir l'acier en le frottant avec un aimant qu'est fondée la théorie de la boussole.

LIVRE TROISIÈME.

CHAPITRE PREMIER.

DE L'OXIGÈNE, DE LA COMBUSTION; DES CORPS PONDÉRABLES, COMBUSTIBLES, SIMPLES, NON MÉTALLIQUES, ET DES MÉTAUX.

De l'oxigène.

58. L'oxigène, découvert en 1774 par Priestley, et quelque temps après par l'illustre pharmacien Schéele, est un gaz permanent, invisible comme l'air, sans odeur, sans saveur, insoluble dans l'eau, quoique pouvant se combiner avec elle dans un très grand nombre de proportions, susceptible de dégager du calorique et de la lumière par une vive compression. Sa pesanteur spécifique, comparée à celle de l'air prise pour unité, est de 1,1025. De tous les gaz, c'est celui qui réfracte le moins la lumière. Soumis à l'action du calorique, il se dilate comme tous les fluides élastiques aériformes; il ne change point d'état par le plus grand froid que nous puissions produire. Il est le seul qui puisse entretenir la vie et la combustion. Sans lui, l'air atmosphérique, dont il forme le cinquième, serait impropre à la respiration. Il peut se combiner avec

tous les corps simples, et fait partie de presque toutes les substances végétales et animales; aussi est-ce le corps le plus abondamment répandu dans la nature : on le reconnaît à la propriété qu'il a de rallumer les corps qui présentent quelques points en ignition. Lorsqu'il est pur, il doit absorber le double de son volume de gaz hydrogène pur pour former de l'eau : l'expérience se fait dans l'eudiomètre de Volta; on enflamme le mélange par l'étincelle électrique. L'oxigène ne peut être confondu qu'avec le protoxide d'azote, qui a aussi la faculté de rallumer et d'augmenter la combustion; mais ce dernier étant sensiblement soluble dans l'eau, et lui communiquant une saveur un peu sucrée, il s'ensuit qu'il est facile de ne pas les confondre.

Priestley donna à ce gaz le nom d'*air déphlogistiqué;* Schéele l'appela *air de feu;* on le désigna ensuite sous le nom d'*air vital;* enfin Lavoisier le nomma *gaz oxigène*, nom généralement adopté aujourd'hui.

Sa préparation.

On retire le gaz oxigène dans les laboratoires en chauffant fortement dans une cornue de grès du peroxide de manganèse en poudre; cet oxide ne doit point faire effervescence avec l'acide nitrique ou hydrochlorique; car dans ce cas il contiendrait du carbonate, et l'oxigène qu'on obtiendrait serait mêlé avec du gaz acide carbonique. On adapte au col de cette cornue un tube recourbé qui se rend sous des flacons pleins d'eau et renversés dans une cuve remplie de ce liquide, de manière à ce que leurs cols seuls plongent dedans. Avant d'engager l'extrémité du tube, il faut attendre que l'oxigène, porté par la chaleur

hors de la limite de sa combinaison avec le manganèse ou hors de sa sphère d'attraction, ait chassé tout l'air de la cornue: c'est pourquoi on laisse perdre à peu près une pinte de ce gaz avant de le recueillir.

On peut obtenir le gaz oxigène en chauffant du peroxide de manganèse avec de l'acide sulfurique étendu d'eau dans une cornue ou dans une fiole, en adaptant au col de l'une ou de l'autre un tube recourbé, comme il est dit ci-dessus. L'acide sulfurique détermine par son affinité pour le deutoxide de manganèse le dégagement de la quantité d'oxigène excédant le deuxième degré d'oxidation : il en résulte d'une part du gaz oxigène, et de l'autre du deuto-sulfate de manganèse.

59. Pour obtenir le gaz oxigène bien pur, on expose assez ordinairement dans une petite cornue de verre du chlorate de potasse à une douce chaleur : dans ce cas, le gaz oxigène de la base et de l'acide se dégage et l'on obtient pour résidu du chlorure de potassium.

L'oxigène joue le plus grand rôle en chimie comme dans les arts. C'est toujours en le combinant avec différents corps qu'on parvient à le séparer des $\frac{4}{5}$ d'azote, d'un millième d'acide carbonique et des différentes vapeurs avec lesquels il constitue l'air atmosphérique. Il n'est guère employé pur que dans quelques expériences de chimie qui se font journellement dans les laboratoires et dont nous parlerons à fur et à mesure qu'elles se présenteront.

Quoique le gaz oxigène soit le seul propre à entretenir la vie des animaux, il ne faudrait pas le respirer long-temps; car dans ce cas il déterminerait

une trop grande excitation dans les organes pulmonaires.

De la combustion.

60. Pendant long-temps les chimistes les plus distingués publièrent diverses opinions pour expliquer les phénomènes de la combustion; les uns prétendirent qu'il existait dans l'air une certaine substance à peu près semblable à celle fixée dans le salpêtre, et qui avait la propriété de dissoudre les corps combustibles lorsque leur température était extrêmement élevée; d'autres dirent ensuite qu'il existait dans ces corps un certain principe qui se nommait *phlogistique*, auquel ils devaient leur combustibilité; et qu'aussitôt que par la combustion il s'était dissipé, le résidu devenait incombustible. Stahl appuya cette théorie avec une grande sagacité. On annonça aussi que ce phlogistique n'était autre chose que l'hydrogène. Enfin Bayen, après un demi-siècle que la théorie de Stahl avait été admise, fit observer, dans un mémoire qu'il lut à l'académie en 1774, qu'il était impossible d'expliquer par le dégagement du phlogistique la réduction des oxides de mercure sans l'addition de substances combustibles. L'illustre et infortuné Lavoisier recueillit tout le fruit de cette observation, et démontra par des expériences admirables que lorsqu'un corps change d'état il se combine toujours avec l'oxigène : cette dernière hypothèse, après avoir été long-temps combattue, fut admise généralement. On expliquait, il n'y a pas long-temps encore, que par la combustion il y avait toujours dégagement de calorique et souvent aussi émission de lumière; que la chaleur qui en provenait

était due au rapprochement des molécules qui a constamment lieu soit du corps brûlé, soit du gaz oxigène souvent fixé par le corps combustible. Ainsi, si la température dépassait 538°, terme où les corps solides deviennent lumineux, l'incandescence commençait, ce qui dépendait, comme on voit, d'une combustion plus ou moins vive et considérable; car, quand elle était lente, la chaleur était insensible. Malheureusement cette théorie s'écroule de toutes parts; et l'on ne peut soutenir aujourd'hui que la chaleur considérable que nous pouvons produire par la combustion vienne d'un rapprochement de molécules. En effet, on a observé que le charbon qui brûle dans le gaz oxigène ne change point son volume en le convertissant en gaz acide carbonique, et que quoique le carbone, dans ce cas, passe de l'état solide à celui de gaz, et que par conséquent, d'après la théorie des fluides aériformes, il doive rendre latente une très grande quantité de calorique, la température s'élève jusqu'à produire la plus vive ignition. Ici il n'y a point de rapprochement de molécules auquel on puisse raisonnablement attribuer cette forte chaleur. D'un autre côté, on sait qu'il y a des corps qui, de même que l'oxigène dans ses combinaisons, produisent en se combinant ensemble une très forte chaleur souvent accompagnée de lumière : tels sont les métaux qui brûlent dans le chlore, qui s'unissent au soufre, etc. En un mot, on observe qu'il se dégage du calorique et souvent de la lumière dans presque toutes les combinaisons chimiques; et que, par la saturation des corps qui possèdent les plus fortes affinités, la température monte souvent jusqu'à la chaleur rouge, tandis que

celle des corps qui n'ont qu'une faible affinité ne s'élève que de quelques degrés.

61. M. Berzélius a proposé de modifier ainsi l'explication anti-phlogistique de la combustion : « 1° Que, » comme l'on entend par combustion la combinaison » des corps accompagnée de feu, elle n'appartient pas » uniquement aux combinaisons avec l'oxigène, mais » qu'elle peut, dans les circonstances favorables, avoir » lieu dans les combinaisons entre la plupart des corps ; » 2° que la lumière et le calorique qui en naissent ne » proviennent ni d'un changement dans la densité des » corps, ni d'une moindre chaleur spécifique dans le » nouveau produit, puisque sa chaleur spécifique est » souvent aussi grande ou même plus grande que celle » des divers éléments réunis. » (*Voyez* l'Essai sur la théorie des proportions chimiques, etc.)

Corps combustibles non métalliques.

62. Quoique les corps combustibles non métalliques ne peuvent, jusqu'à un certain point, être traités sous un rapport commun, nous dirons, pour généralité, qu'ils ont tous la propriété de devenir acides en se combinant soit entre eux, soit avec l'oxigène, et qu'ils diffèrent essentiellement des corps simples métalliques en ce qu'ils ne peuvent, comme ces derniers, se convertir en bases salifiables, quoique pouvant former des oxides en s'unissant à l'oxigène. Ils sont au nombre de neuf, savoir : *l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore, le soufre, le sélénium, l'iode, le chlore* et *l'azote*. Là, ils sont placés dans l'ordre suivant lequel ils ont le plus

d'affinité pour l'oxigène, du moins pour les six premiers, en plaçant toutefois l'hydrogène et le bore sur le même rang. Les trois derniers ont moins d'affinité pour l'oxigène que les autres, et l'on ignore quel est celui des trois qui en a le plus.

L'hydrogène, le chlore, l'azote, sont des gaz permanents à toute sorte de températures connues; les six autres sont solides à la température ordinaire: de ceux-ci, quatre sont volatils, le phosphore, le soufre, le sélénium et l'iode; les deux autres, le bore et le carbone, sont fixes. Tous n'ont aucune action sur le gaz oxigène à la chaleur de l'atmosphère; l'hydrogène, le bore, le carbone, le phosphore, le soufre et le sélénium, à une température élevée, l'absorbent avec dégagement de calorique et de lumière; pour le chlore, l'iode et l'azote, ils n'ont d'action sur lui ni à froid ni à l'aide du calorique, et ne s'y combinent qu'à l'état de molécules naissantes.

De l'hydrogène.

63. L'hydrogène, découvert par Cavendish en 1777, désigné autrefois sous le nom d'*air inflammable*, est un gaz permanent, le plus léger de tous les gaz connus; il est sans couleur, sans odeur, sans saveur, invisible comme l'air; sa pesanteur spécifique, comparée à celle de ce fluide, prise pour unité, est de 0,0688. Il est impropre à la respiration et éteint les corps en combustion, quoiqu'il brûle lui-même lorsqu'on l'enflamme et qu'il a le contact de l'air atmosphérique ou de l'oxigène. Propriétés physiques.

Soumis à l'action du calorique, il se dilate comme Propriétés chimiques.

tous les gaz; et à la température de 550° environ il s'enflamme, s'il a le contact de l'air, en absorbant, pour former de l'eau, la moitié de son volume de gaz oxigène; il peut s'unir avec ce fluide en deux proportions pour former l'oxide d'hydrogène ou l'eau, et le deutoxide d'hydrogène ou l'eau oxigénée. Avec le carbone il se combine en deux proportions et forme l'hydrogène proto-carboné, et l'hydrogène per-carboné; avec le phosphore il forme aussi deux combinaisons, l'hydrogène proto-phosphoré et l'hydrogène per-phosphoré; avec le soufre il se combine dans une seule proportion pour constituer l'acide hydro-sulfurique ou hydrogène sulfuré; avec le sélénium il forme l'acide hydro-sélénique ou de l'hydrogène sélénié; avec le chlore, l'acide hydro-chlorique; avec l'iode, l'acide hydriodique; avec le cyanogène, l'acide hydro-cyanique; enfin, avec trois métaux, qui sont le potassium, l'arsenic et le tellure.

Son état naturel.

On ne rencontre point l'hydrogène pur dans la nature; il est toujours combiné avec d'autres corps, et presque toujours avec l'oxigène, le carbone et l'azote; il est, ainsi que l'oxigène, partie constituante de l'eau; enfin il entre dans la composition de toutes les matières végétales et animales; aussi est-ce un des corps les plus abondamment répandus dans la nature. C'est en décomposant l'eau qu'on se procure le gaz hydrogène. On peut l'obtenir par plusieurs procédés fort simples; celui dont on se sert le plus ordinairement consiste, 1° à mettre dans un flacon à deux tubulures, de l'eau, du zinc en grenaille ou de la tournure de fer; 2° à adapter à l'une de ses tubulures un tube recourbé qui doit se rendre sous des flacons

pleins d'eau et renversés sur un têt troué en son milieu, dans une cuve presque remplie de ce liquide, de manière à pouvoir engager son extrémité sous leur col; 3° à verser peu à peu, par l'autre tubulure, de l'acide sulfurique du commerce; il se fait alors une vive effervescence qui sert à conduire l'opération; le mélange s'échauffe, l'eau se décompose; son oxigène se porte sur le zinc ou le fer et l'oxide, tandis que son hydrogène, prenant la forme gazeuse, se dégage. D'un autre côté, l'acide sulfurique s'unit au métal oxidé, et donne naissance à du sulfate de zinc ou de fer. Nous verrons, à l'article eau, que le fer peut la décomposer à la chaleur rouge, s'emparer de son oxigène et mettre son hydrogène en liberté.

Ses usages.

64. Le gaz hydrogène étant le plus léger de tous les gaz connus, sert à enlever dans l'atmosphère les machines aérostatiques. Il faut, à cet effet, que le poids des enveloppes et de l'air qu'elles renferment soit moins lourd qu'un égal volume d'air atmosphérique; l'aréostat monte jusqu'à ce que l'air des régions élevées devienne plus rare et lui fasse équilibre. On se sert aussi de l'hydrogène dans les laboratoires pour faire des détonations; à cet effet, on le mêle avec la moitié de son volume de gaz oxigène et on enflamme le mélange par l'étincelle électrique ou avec une bougie allumée. L'hydrogène est aussi employé pour l'analyse de l'air atmosphérique, pour la recomposition de l'eau et pour obtenir une haute température; on reconnaît qu'il est pur lorsqu'il absorbe la moitié de son volume d'oxigène; cette dernière expérience se fait dans l'*eudiomètre*, instrument qu'on peut représenter comme un gros tube de verre à parois résis-

tantes et fermé par l'une de ses extrémités, contenant des conducteurs pour la transmission du fluide électrique. Pour s'en servir, on le remplit d'eau ou de mercure sur un bain de même liquide; on y fait passer alors le mélange des deux gaz et on l'enflamme par l'étincelle électrique. La combustion est instantanée et la vapeur d'eau qui en résulte refoule, du tube dans la cuve, l'eau ou le mercure; mais comme elle se liquéfie de suite, il se fait un vide, et le liquide refoulé remonte et le remplit subitement.

On peut produire, sans explosion, la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène en faisant plonger dans un mélange de deux volumes du premier et d'un volume du second, un fil de platine de $\frac{1}{60}$ de pouce de diamètre porté presque jusqu'à la chaleur rouge; les gaz se combinent peu à peu autour du fil, le rendent incandescent et se convertissent en eau.

Du bore

65. Le bore a été découvert en 1809 par MM. Gay-Lussac et Thénard; il est solide, sans saveur, sans odeur, d'un brun verdâtre et sous forme de poudre insoluble dans l'eau; il est plus pesant que ce liquide. On l'obtient en décomposant, dans un tube de verre, l'acide borique, par le potassium ou le sodium, qui s'emparent de son oxigène et mettent le bore en liberté.

Ce corps est sans usages.

Il paraît qu'on peut unir le bore avec le fer et le platine, en chauffant fortement ces deux métaux en limaille avec ce corps, le tout mélangé avec un peu

d'huile grasse dans un creuset brasqué. On peut même, d'après Gmelin, former du gaz hydrogène boruré, pouvant brûler avec une flamme jaune rougeâtre. Dans tous les cas ces composés sont sans usages.

Du carbone.

66. Le carbone est un corps solide, sans odeur, sans saveur, insoluble; ses autres propriétés varient. Le plus souvent il est noir, sans forme régulière, facile à réduire en poudre; tel est celui que nous connaissons sous le nom de charbon de bois : sous cette forme il est difficile de déterminer sa pesanteur spécifique, parce qu'il est rempli de petits vides d'où l'air ne s'échappe qu'avec peine. Quoique mauvais conducteur du calorique il en est un très bon de l'électricité, aussi l'a-t-on proposé pour garnir le pied des paratonnerres. Le carbone est quelquefois d'un noir de fer foncé, ayant presque l'éclat métallique, compacte, friable, uni souvent à de l'alumine, de la silice, de l'oxide de fer, etc.; dans ce cas, il ressemble à la houille, dont il est une variété, et se nomme *anthracite*. Sa pesanteur spécifique sous cet état est de 1,415 à 1,800. Propriétés physiques.

Lavoisier, Smithson-Tennant, Guyton-Morveau, MM. Allen et Pepis, etc., ayant obtenu pour produit, après avoir brûlé des diamants dans du gaz oxigène, de même que s'ils eussent brûlé une égale quantité de charbon pur, un volume d'acide carbonique semblable à celui d'oxigène employé, ont cru devoir considérer ces deux corps, malgré leur énorme différence, comme étant identiquement de la même nature, et ne différant entre eux que par l'arrangement de leurs mo-

lécules; cette hypothèse a été généralement adoptée. Quoi qu'il en soit, le diamant est si dur qu'il raye tous les corps et n'est rayé par aucun; parfois il est sans couleur, limpide et toujours réfractant fortement la lumière, coloré en brun, rose, bleu, gris, etc.; ses couleurs sont ordinairement pâles. On le trouve toujours cristallisé, mais souvent d'une manière imparfaite; sa forme primitive est l'octaèdre, quoiqu'il se présente plus habituellement sous une forme sphéroïdale à douze, vingt-quatre et même quarante-huit faces. La forme de sa molécule intégrante, d'après Haüy, est le tétraèdre régulier. Il acquiert, par frottement, l'électricité vitrée, et n'est pas conducteur du fluide électrique; d'où l'on voit qu'il diffère, en outre de ses propriétés physiques, du carbone végétal. La pesanteur du diamant est de 3,50 à 3,55. On ne l'a encore trouvé que dans l'Inde, au royaume de Golconde et de Visapour, au Brésil, et constamment en deçà des tropiques.

Propriétés chimiques.

Soumis à la plus haute température le carbone ne se ramollit ni ne se volatilise s'il n'a pas le contact de l'air; dans le cas contraire, il s'enflamme et peut donner naissance à deux combinaisons qu'il est susceptible de former en s'unissant à l'oxigène, qui sont le gaz oxide de carbone, et le gaz acide carbonique; la première, résultant de la combinaison d'un volume de vapeur de carbone admise par analogie, et d'un demi-volume d'oxigène; la seconde d'un volume de cette même vapeur et d'un égal volume d'oxigène. Nous avons vu qu'il peut s'unir à l'hydrogène en deux proportions. Il peut aussi se combiner avec le soufre pour former le carbure de soufre (liquide de Lampadius);

avec l'azote et l'hydrogène, et constituer l'acide hydrocianique; avec l'azote pour produire le cyanogène; enfin il s'unit au fer pour former l'acier et donne, par cette union, la combinaison la plus utile aux arts.

67. Tandis que l'on trouve dans la nature les diamants et les nombreuses variétés de charbon de terre connues sous le nom de *houille*, on n'y rencontre point le charbon ordinaire dont nous faisons un si grand usage. Ce dernier s'extrait du bois en le portant jusqu'à l'incandescence dans des vaisseaux fermés. C'est sur cette théorie qu'est fondé l'art du charbonnier, qui consiste à réunir, sur un terrain aplani, plusieurs voies de jeune bois avec lequel on forme une espèce de pyramide creuse qu'on remplit, après l'avoir recouverte de terre et de gazon, de petit bois et de tisons enflammés : lorsque la masse est rouge de feu, ce qui arrive ordinairement au second jour, on l'étouffe avec de nouvelle terre et gazon, et, lorsque le feu est éteint, on la démolit pour en retirer le charbon, qui, pour être de bonne qualité, doit être sec, léger, poreux et sonore. État naturel, et son extraction.

Le charbon nouvellement fait est très avide d'humidité; on a observé que, lorsqu'on l'expose en cet état pendant deux jours à l'air, il augmente en poids de 12 et $\frac{1}{2}$ pour cent.

68. Le charbon de bois étant un corps poreux, absorbe, de même que tous les corps qui possèdent cette propriété, les différents gaz; l'absorption dépend, d'après M. Théodore de Saussure, de la température, de la pression, de la nature des gaz, de la nature du corps poreux, du nombre des pores, de leur diamètre et de leur vide. En général, plus la température est basse, Sa porosité.

plus la pression est grande, et plus l'absorption est considérable. On a observé, après avoir mis divers gaz en contact avec des corps poreux, que les uns étaient absorbés en bien plus grande quantité que les autres, par exemple, les gaz ammoniac, acide hydrochlorique, sulfureux, l'étaient de beaucoup plus que l'hydrogène et l'azote. On a observé aussi que le charbon de bois et l'écume de mer absorbent plus de gaz azote que de gaz hydrogène, et qu'au contraire, les bois absorbent plus d'hydrogène que d'azote. Les corps pulvérisés ayant eu leurs pores rompus, condensent beaucoup moins les gaz que ceux qui ne le sont pas.

69. Lorsque l'on veut faire absorber des gaz à un corps poreux, on doit examiner sa nature; s'il peut supporter une température élevée, on le fait rougir, afin de le priver de tous les fluides gazeux qu'il pourrait contenir, et on le plonge rouge dans un bain de mercure où on le maintient jusqu'à ce qu'il soit entièrement refroidi; maintenu de la sorte il ne peut rien absorber de l'atmosphère, et, lorsqu'il est froid, on le fait passer dans une cloche sèche et remplie de ce métal. Alors on déplace ce liquide au moyen du gaz que l'on veut absorber, et on abandonne l'expérience à elle-même pendant vingt-quatre heures; après ce temps, mesurant le gaz restant, on en conclut l'absorption.

Mais lorsque le corps poreux est décomposable par le feu, on le purge, par la machine pneumatique, de l'air et des vapeurs qu'il peut contenir.

D'après les expériences de M. Théodore de Saussure, le charbon de buis est celui de tous les corps

poreux qui possède la faculté absorbante au plus haut degré. Une mesure de ce charbon absorbe, à la température de 11 à 13°, et sous la pesanteur de $0^m,704$:

90 mesures de gaz	ammoniacal.
85	acide hydrochlorique.
65	acide sulfureux.
55	hydrogène sulfuré.
40	protoxide d'azote.
35	acide carbonique.
9,42.	oxide de carbone.
9,25.	oxigène.
7,5	azote.
5.	hydrogène oxi-carburé.
1,75.	hydrogène.

On a remarqué que tous ces gaz sont absorbés avec un faible dégagement de chaleur, et que, par une température de 100 à 150°, ils peuvent tous être dégagés; dans ce cas, l'oxigène et le protoxide d'azote éprouvent des altérations; le premier s'unit au charbon et forme de l'acide carbonique, et le second se décompose en partie en donnant de l'azote, de l'oxigène qui s'unit au charbon, et forme de l'acide carbonique, et du protoxide d'azote non décomposé.

D'après M. Théodore de Saussure, l'oxigène absorbé par le charbon se transforme, à la température ordinaire, en acide carbonique, dans un espace de plusieurs mois; il serait curieux de savoir si ce phénomène aurait lieu dans l'obscurité, et s'il ne dépend pas de l'influence de la lumière.

M. Thénard a observé qu'un morceau de charbon imprégné d'hydrogène sulfuré, mis en contact avec l'air ou le gaz oxigène, devenait très chaud, et que

le gaz se décomposait, qu'il se produisait de l'eau par l'union de l'hydrogène et de l'oxigène, et qu'il se déposait du soufre.

Ses usages. Le carbone pur ou le diamant est, par sa rareté, sa limpidité, sa dureté, son éclat, son inaltérabilité, etc., la plus belle de toutes les pierres précieuses. Il ne sert que pour rayer les corps, couper le verre, et d'ornement dans la riche bijouterie.

70. Tandis que les usages du carbone pur sont bornés, ceux du charbon ou carbone impur sont au contraire très étendus : on s'en sert pour se procurer toutes les températures dont on a besoin, pour désoxigéner les oxides et les réduire; il est, ainsi que le soufre et le salpêtre, partie constituante de la poudre à canon; il fait, étant mêlé aux corps gras, la base de l'encre d'imprimerie. On s'en sert en peinture comme noir d'ivoire; nous avons vu qu'il s'unit au fer et forme l'acier. Il a encore la faculté de clarifier et de désinfecter presque tous les liquides avec lesquels on le fait bouillir : on remarque que c'est le charbon animal qui réussit le mieux. Ainsi des viandes qui commencent à se putréfier, les eaux douces corrompues dans les voyages sur mer, perdent leurs mauvaises odeurs et leurs qualités malfaisantes en les faisant bouillir avec un 9^{e} de leur poids de charbon pulvérisé : c'est sur cette propriété désinfectante qu'est fondée la théorie des fontaines à filtres qui renferment une couche de charbon grossièrement pilé au milieu de leur sable; des tonneaux charbonnés dans leur intérieur; d'où il résulte que les liquides qu'ils contiennent se bonifient au lieu de s'altérer. Enfin, non-seulement il clarifie et désinfecte ces liquides, mais encore il

les décolore; et c'est sur cette dernière propriété qu'est établie la purification des miels de Bretagne, avec lesquels on fait journellement de très beau sirop.

Du phosphore.

71. Le phosphore, découvert par Brandt, alchimiste de Hambourg, en 1669, est solide, facile à couper et à rayer, flexible, d'un jaune pâle, insipide; son odeur est faible, un peu alliacée; quelquefois il est transparent et sans odeur, d'autres fois noir et opaque; ce qui dépend de l'arrangement de ses molécules. Placé dans l'obscurité, ayant le contact de l'air, il est toujours lumineux. Sa pesanteur spécifique est de 1,77. Propriétés physiques.

72. Soumis à l'action du calorique, le phosphore entre ordinairement en fusion vers le 43° du thermomètre centigrade. Pour faire cette expérience, on doit le tenir sous l'eau; sans cette précaution il s'enflammerait à cette température : exposé à une chaleur de 60 à 70°, et refroidi brusquement, il devient noir, et peut redevenir incolore par une nouvelle fusion. D'après M. Thénard, tous les phosphores ne possèdent pas cette dernière propriété; il est nécessaire, pour qu'ils puissent l'acquérir, de les distiller un certain nombre de fois, souvent 8 à 10. On n'a pu encore donner sur ce phénomène une explication satisfaisante. Propriétés chimiques.

72 *bis*. Le phosphore peut être distillé à une chaleur d'environ 250°. On ne doit opérer que sur de petites quantités et avec précaution; la facilité et l'énergie avec lesquelles il brûle rendraient son emploi

dangereux si l'on opérait sur des quantités considérables. On introduit ordinairement un peu de phosphore dans une petite cornue de verre qu'on place dans un petit fourneau à réverbère; on incline son col, qui doit être maintenu chaud, et plonger par son extrémité dans de l'eau presque bouillante : alors, au moyen de charbons allumés, on porte peu à peu le phosphore à l'ébullition, et on la continue jusqu'à ce qu'il soit tout distillé. Si par hasard l'eau montait trop dans le col de la cornue, on y ferait rentrer un peu d'air en le soulevant doucement : les impuretés qu'il pourrait contenir restent, avec un peu de phosphore oxidé, au fond de la cornue.

73. Tandis que le phosphore peut, à la température ordinaire, sous la pression exprimée dans le baromètre par 76 centimètres de mercure, se combiner lentement dans l'air atmosphérique avec l'oxigène, et par cela même être lumineux dans l'obscurité, on remarque au contraire qu'on peut, dans les mêmes circonstances, le maintenir dans du gaz oxigène pur pendant vingt-quatre heures sans qu'il éprouve la plus légère altération et sans qu'il donne la moindre trace de lumière.

Le phosphore, à la température ordinaire, se réduit sensiblement en vapeur dans tous les gaz qui n'ont aucune action sur lui : on peut, pour démontrer ce fait, le maintenir pendant quelque temps dans une éprouvette remplie, soit de gaz hydrogène, soit de gaz azote ou de gaz carbonique, le retirer ensuite, et faire passer alors dans l'éprouvette, au milieu du gaz, de l'air ou de l'oxigène; aussitôt on y observe un nuage blanc, lumineux dans l'obscurité, provenant

de l'union instantanée de la vapeur du phosphore et de l'oxigène.

73 *bis*. Mais si le phosphore n'agit pas à la température de l'atmosphère, ou du moins n'agit tout au plus que lentement sur le gaz oxigène pur, on observe que, lorsqu'il est fondu, il l'absorbe et le solidifie sur-le-champ en répandant une si vive lumière que l'œil en est ébloui : ce fait est extrêmement curieux; on remplit, sur un bain de mercure, une longue éprouvette de ce liquide, on y introduit ensuite deux ou trois grammes de phosphore essuyé dans du papier Joseph; plus léger que le mercure, il parvient au haut de l'éprouvette : si alors on le fait fondre au moyen de quelques charbons allumés, et qu'aussitôt après on fasse passer bulle à bulle du gaz oxigène, on produit, par l'union instantanée de ce gaz avec le phosphore, des traits de lumière aussi vifs que des éclairs.

Le phosphore paraît produire six composés avec l'oxigène; deux sont oxides et ne diffèrent entre eux que parce que l'un est blanc et l'autre rouge : le premier se forme à la surface des cylindres de phosphore qu'on conserve sous l'eau, et le second provient à la suite des distillations de phosphore; les quatre autres sont acides, et se nomment *acide phosphorique*, *phosphatique*, *phosphoreux* et *hypo-phosphoreux* : ils ne diffèrent entre eux que par l'état solide ou liquide qu'ils affectent, et par leurs proportions d'oxigène. Le phosphore peut s'unir encore avec l'hydrogène, le soufre ($\frac{1}{60}$ de celui-ci le rend cassant), avec le sélénium, le chlore, l'iode et avec presque tous les métaux.

Son état naturel.

D'après ses propriétés, on sent que le phosphore ne peut se rencontrer pur dans la nature; aussi ne l'a-t-on encore trouvé qu'uni avec l'oxigène dans les phosphates, dans la matière cérébrale et des nerfs, dans la laitance de carpe, etc.

Son extraction.

74. C'est du phosphate de chaux, qui forme la partie solide des os, que, dans les arts, le phosphore se retire par le procédé suivant : on prend des os, on les fait brûler, pour en détruire la partie gélatineuse, jusqu'à ce qu'ils soient devenus blancs et très friables; alors ils ne sont plus qu'un mélange de 77 parties environ de sous-phosphate de chaux, de 20 de sous-carbonate de chaux et de quelques parties de matière saline. Dans cet état, on les réduit en poudre fine, et l'on met 100 parties de cette poudre dans un baquet avec assez d'eau pour former une bouillie liquide; on ajoute ensuite, peu à peu, 70 à 80 parties d'acide sulfurique, et l'on agite le tout à fur et à mesure avec un long bâton : il en résulte une vive effervescence, produite par l'acide carbonique qui se dégage en répandant une odeur vive et piquante; il se produit beaucoup de chaleur pendant la saturation, et un magma très épais, formé de sulfate et de phosphate acide de chaux, contenant le peu de matière saline. On voit que l'acide sulfurique s'est uni à la chaux en déplaçant l'acide carbonique, et qu'il s'est emparé d'une grande portion de celle du sous-phosphate, d'où il est résulté du sulfate et du phosphate acide de chaux; que l'acide carbonique, par la chaleur produite, a dû, en se dégageant, causer l'effervescence et entraîner dans l'atmosphère un peu d'acide sulfurique; de là les vapeurs piquantes. Le sulfate de chaux ayant la faculté de so-

lidifier le quart de son poids d'eau, a produit la consistance épaisse du mélange.

Afin de rendre l'action de l'acide sulfurique sur le phosphate de chaux aussi complète que possible, on abandonne la matière à elle-même pendant 24 heures, après lui avoir ajouté assez d'eau pour lui rendre l'état de bouillie liquide; après ce temps, on la délaie dans de l'eau bouillante; ensuite on la laisse déposer, puis on décante la liqueur surnageante sur une toile convenablement serrée, disposée sur un carré de bois placé au-dessus de terrines de grès : d'abord elle passe trouble et on la remet sur le filtre, où le sulfate de chaux, se déposant entre les mailles du tissu, rend la filtration plus lente et la liqueur très claire, colorée légèrement en jaune. On continue de laver la matière jusqu'à ce que le liquide qui passe ne soit presque plus acide.

Au moyen de ce lavage on dissout tout le phosphate acide de chaux et une certaine quantité de sulfate de même base légèrement soluble par lui-même dans l'eau, surtout avec un excès d'acide phosphorique et sulfurique. Il faut séparer avec soin ces deux sels; car, comme le sulfate passe, par l'action du charbon, à l'état de sulfure de chaux, et que l'acide phosphorique a plus d'affinité pour la chaux que le soufre, il s'ensuivrait qu'on obtiendrait du phosphore contenant du soufre, et qu'on en aurait moins, puisque la portion d'acide phosphorique qui se serait unie à la chaux du sulfate n'aurait pu être décomposée qu'imparfaitement. Pour opérer cette séparation, on fait évaporer toute la liqueur réunie dans une chaudière de cuivre, jusqu'en consis-

tance sirupeuse; presque tout le sulfate de chaux s'en précipite, puis l'on fait chauffer le résidu avec quatre fois son volume d'eau : on filtre et l'on fait évaporer de nouveau jusqu'en consistance sirupeuse; par là la liqueur ne contient sensiblement que du phosphate acide de chaux, puisque tout le sulfate s'est déposé ou est resté sur la toile du filtre. On la mêle alors parfaitement avec le quart de son poids de charbon en poudre, et l'on fait dessécher le mélange en le portant dans une chaudière de fonte presque à la chaleur rouge. Dans cet état, on l'introduit dans une bonne cornue de grès enveloppée bien également d'une couche de lut; cette cornue, étant remplie aux trois quarts, est placée dans un fourneau à réverbère; on adapte à son col une allonge en cuivre, qui doit plonger par son extrémité dans un récipient plein d'eau, fermé par un bouchon de liége troué, à travers lequel l'extrémité de l'allonge passe. Le lut de la cornue doit être appliqué jusque sur les points de réunion de l'allonge : du reste on adapte aussi au bouchon du récipient un tube droit, large d'un demi-pouce et long de 3 pieds.

Tout étant ainsi disposé, les jointures du fourneau étant bien lutées et les luts bien secs, on procède à la distillation en faisant peu à peu du feu sous la cornue, de telle sorte qu'elle ne devienne rouge qu'au bout de deux heures seulement : alors on maintient le fourneau continuellement plein de charbons incandescents; on ne doit jamais l'alimenter avec du charbon froid, dans la crainte que, par son contact avec la cornue, il ne la fasse fêler : aussitôt que la cornue est rouge de feu, il se dégage de l'oxide de carbone et de l'hydrogène carboné; enfin, après trois ou quatre

heures de feu, le phosphore commence à passer, et, pendant tout le temps que dure l'expérience, il se dégage et du gaz oxide de carbone, et du gaz hydrogène phosphoré : le dégagement de ces gaz sert en quelque sorte de guide dans l'opération; lorsqu'il se ralentit, on augmente la chaleur en surmontant la cheminée du fourneau d'un long tuyau de poêle; enfin, quand il ne sort plus rien, on laisse tomber le feu, et l'opération est terminée, ce qui n'arrive qu'après vingt-quatre heures. Recherchons ce qui se passe dans cette opération : on met en contact intime à une haute température, 1° du phosphate acide de chaux formé de phosphore, d'oxigène, de chaux et d'eau; 2° du charbon pulvérisé, retenant toujours de l'hydrogène, et l'on obtient pour produit, au commencement, du gaz oxide de carbone et de l'hydrogène carboné, ensuite du phosphore, toujours du gaz oxide de carbone; plus, de l'hydrogène phosphoré. Le résidu, dans la cornue, contient de la chaux, du charbon, et souvent un peu de phosphate acide échappé à la décomposition. Cela étant ainsi, il est facile d'établir la théorie : d'abord, le gaz oxide de carbone et le gaz hydrogène carboné proviennent de la combinaison de l'hydrogène que contient le charbon et de celui de la décomposition de l'eau du phosphate acide avec le charbon, d'une part, et de l'autre, de l'union du carbone avec l'oxigène, de l'eau décomposée, et avec celui de l'acide phosphorique; d'où il résulte que le phosphore, séparé par l'affinité plus grande du charbon pour l'oxigène, se rend dans le récipient, sauf une petite portion qui s'unit aussi à l'hydrogène et donne naissance à l'hydrogène phosphoré.

Il est un procédé un peu plus cher, mais plus expéditif, pour obtenir le phosphore; c'est de décomposer le phosphate acide de chaux par le nitrate de plomb. A cet effet, il faut verser dans la liqueur du phosphate acide une solution de nitrate de plomb, en agitant avec une baguette jusqu'à ce qu'il ne s'y fasse plus de précipité. Par la cohésion du phosphate de plomb qui se forme, puisqu'il est insoluble, et d'un autre côté par l'état soluble qu'affecte le nitrate de chaux, leurs différentes affinités se déterminent subitement; le phosphate de plomb se précipite et le nitrate de chaux reste en liqueur[1] : on recueille le précipité, on le lave, on le sèche parfaitement, et après l'avoir mêlé avec le sixième de son poids de charbon, on le met en expérience dans le même appareil que ci-dessus, et l'on conduit l'opération comme il a été dit. De quelque manière que le phosphore ait été obtenu, on ne le purifie parfaitement bien que par la distillation. Afin de prévenir son oxidation, on doit le conserver à l'abri de la lumière, dans des flacons pleins d'eau bouillie et refroidie sans le contact de l'air.

Ses usages.

75. Le phosphore est un corps plus curieux qu'utile : on ne l'emploie guère que dans quelques expériences de laboratoire ; pour analyser l'air atmosphérique, par exemple, faire des briquets phosphoriques : ces derniers sont des petits flacons étroits de verre, bouchés à l'éméril, dans lesquels on a chauffé fortement un peu de phosphore qui s'y est oxidé en partie. Il a été aussi utilisé en médecine comme un violent excitant, surtout des organes de la génération : on peut l'ad-

[1] Nous connaîtrons par la suite ce phénomène sous le nom de *double décomposition*.

ministrer à la dose d'un demi-grain à un grain ; c'est un poison à plus forte dose. On l'a donné dissous dans les huiles, l'éther, l'alcool, uni avec de la mie de pain sous la forme de pilule : dans ce dernier cas il faut le réduire en poudre; pour cela on le fait fondre sous l'eau dans une fiole, et lorsqu'il est fondu on l'agite dans la fiole jusqu'à son parfait refroidissement.

Du soufre.

76. Le soufre, connu dans les temps les plus reculés, est solide, cassant, friable, de couleur jaune-citron, inodore, à peu près insipide : lorsqu'on l'échauffe un peu, en le pressant dans la main, il craque et souvent se brise : sa cassure est luisante ; il est électrique par frottement; par conséquent c'est un mauvais conducteur de l'électricité : sa pesanteur spécifique, comparée à celle de l'eau prise pour unité, est de 1,990. Le soufre entre en fusion à la chaleur de 107 à 109° centigrades. Si, après qu'il est fondu, par exemple, dans un creuset, on le laisse refroidir, et que l'on perce, avant qu'il le soit entièrement, la croûte qui se forme à sa surface, et que l'on fasse ensuite écouler ce qui est encore liquide, on trouve l'intérieur du creuset tapissé de cristaux en aiguilles dont la forme se rapproche de l'octaèdre. Propriétés physiques.

Le soufre peut, par une fusion prolongée, devenir rouge hyacinthe, s'épaissir et conserver assez long-temps un état de mollesse qui permet de lui faire prendre toutes sortes d'empreintes.

Le soufre chauffé dans une cornue, à laquelle on adapte une allonge qu'on fait plonger par son ex-

trémité dans un vase plein d'eau, se fond, devient limpide, bout et se réduit, bien au-dessous de la chaleur rouge, en vapeurs d'un brun jaunâtre, qui viennent se liquéfier dans l'allonge et couler dans le récipient : mais, s'il a le contact de l'air ou de l'oxigène, il s'enflamme spontanément à la température de 294°, et brûle avec une flamme bleue, en répandant une odeur vive et insupportable, que tout le monde connaît, d'acide sulfureux.

77. Le soufre, en se combinant avec l'oxigène, donne quatre acides; acides sulfurique, hypo-sulfurique, sulfureux, hypo-sulfureux; il s'unit, comme nous l'avons vu, à l'hydrogène, et forme l'acide hydro-sulfurique ou hydrogène sulfuré, au carbone, au phosphore, etc. Enfin, excepté le bore et l'azote, il peut s'unir avec tous les corps simples non métalliques, et se combiner avec tous les métaux.

État naturel. 78. Le soufre est abondamment répandu dans la nature; il y existe 1° à l'état natif en masses; souvent aux environs des volcans, sous la forme de poudre; cristallisé en beaux cristaux transparents, dans les terrains qui proviennent des dépôts formés par les eaux, tels sont, par exemple, ceux de plusieurs endroits de la Sicile; 2° uni avec beaucoup de métaux à l'état de sulfures, uni avec l'oxigène et les oxides à l'état de sels, combiné avec l'hydrogène dans les eaux minérales; 3° enfin, il fait partie de plusieurs substances animales, et se rencontre dans un grand nombre de végétaux. Les soufrières les plus renommées sont celles du pays de Naples, de Sicile, des États Romains, de la Guadeloupe, de Quito, dans les Cordilières, etc.

Extraction. C'est ordinairement des pyrites qu'on retire le

soufre par la distillation, et qu'on le purifie des matières terreuses qu'il contient. Sa vapeur, reçue et condensée par l'air froid d'une chambre communiquant par sa partie latérale avec le chapiteau de la chaudière où on le distille, se précipite sur le sol sous la forme de poudre qui est connue dans le commerce sous le nom de fleur de soufre.

79. Dans les arts, le soufre est employé au blanchîment des soies, en le faisant brûler et en exposant ces substances à l'action de sa vapeur; il est partie constituante de la poudre à canon. Il fournit, outre tous les sulfures naturels, plusieurs sulfures que l'on fait artificiellement; combiné avec l'oxigène, il forme l'acide sulfurique, et, par suite, cette foule considérable de sulfates utilisés dans les arts et dans la médecine. Enfin, les médecins le prescrivent contre les maladies de la peau, à l'usage externe et interne; pris intérieurement, il est aussi utile contre les maladies chroniques du poumon : pour s'en servir dans ce cas, il faut laver sa poudre ou fleur de soufre avec de l'eau bouillante, afin de la débarrasser de l'acide sulfureux qu'elle peut retenir. Il sert, comme nous l'avons vu, à prendre différentes empreintes, et quelquefois à sceller le fer dans la pierre, etc. Ses usages.

Du sélénium.

80. Le sélénium existe dans le soufre que l'on retire à Fahlun; il est nommé ainsi du mot *séléné* (la lune), par M. Berzélius, qui l'a découvert. Ce corps est extrêmement rare, solide, cassant, facile à pulvériser, insipide, inodore, et dont la pesanteur spécifique est de 4,30. Il est mauvais conducteur du calorique et de

l'électricité ; soumis à l'action d'une chaleur de 100 à 150°, il se fond et bout un peu au-dessus; il se réduit en vapeur de couleur jaunâtre un peu avant le terme de la chaleur rouge. Du reste, il peut se combiner avec l'oxigène, l'hydrogène, le phosphore, le soufre, le chlore et les métaux. Il est sans usages.

Du chlore.

Historique.

81. Le chlore, découvert en 1774 par Schéele, qui lui donna le nom d'*acide marin déphlogistiqué*, reçut, lors de la réformation du langage chimique, celui de *gaz acide muriatique oxigéné ;* Kirwan l'appela ensuite *gaz oxi-muriatique.* Ce corps, qui fut l'objet de très grandes recherches, fut considéré jusque dans ces derniers temps comme composé d'acide muriatique et d'oxigène. Enfin, MM. Gay-Lussac et Thénard, en 1811, l'ayant regardé, d'après leurs expériences, comme un corps simple, ont fait recevoir généralement cette dernière opinion.

Propriétés physiques.

Le chlore est un gaz d'un jaune verdâtre, permanent, lorsqu'il est bien sec, à toutes les températures connues ; d'une saveur désagréable, d'une odeur tellement forte et suffocante qu'on ne peut le respirer s'il n'est mêlé avec beaucoup d'air, encore provoque-t-il la toux, et détermine-t-il souvent le rhume de cerveau ; il éteint les corps en combustion : la flamme d'une bougie que l'on plonge dans ce gaz, pâlit, rougit ensuite, et disparaît bientôt. Il est impropre à la respiration, et donne promptement la mort aux animaux qui le respirent pur.

Si le chlore bien sec n'éprouve aucun changement

par nos plus grandes chaleurs et nos plus grands froids artificiels; il n'en est pas de même lorsqu'il est humide, sa congélation, dans ce cas, a lieu à 0 et même au-dessus.

L'eau dissout une fois et demie son volume de chlore; si alors on la décompose par l'action de la pile, le chlore, ainsi que l'oxigène, se rend au pôle positif, tandis que l'hydrogène se rend au pôle opposé.

Propriétés chimiques.

82. Le chlore n'a d'action à aucune température sur le gaz oxigène; il ne peut s'y combiner qu'à l'état de molécules naissantes: alors seulement il peut former deux combinaisons avec lui, l'oxide de chlore et l'acide chlorique. Il a une très grande affinité pour l'hydrogène, et produit, à volumes égaux, par son union avec ce corps, un gaz égal aux deux volumes de chlore et d'hydrogène employés, incolore, invisible, fumant à l'air, tellement soluble dans l'eau, qu'elle en dissout tout à coup 464 fois son volume. C'est à ce gaz, dont nous nous occuperons par la suite, qu'on a donné le nom de *gaz acide hydrochlorique*.

83. L'hydrogène et le chlore, en agissant réciproquement l'un sur l'autre, nous offrent quelques phénomènes remarquables; par exemple, si l'on met un volume de chlore avec un semblable volume d'hydrogène dans un flacon, et que l'on expose, même pendant plusieurs jours, le mélange dans un lieu parfaitement obscur, il n'éprouvera aucun changement; mais si, au contraire, on le met à l'action de la lumière diffuse, il se décolorera et donnera naissance au gaz précité *acide hydrochlorique* dans l'espace de quelques jours; pourtant, il sera nécessaire, pour que la décoloration soit complète, de

l'exposer pendant environ une demi-heure à l'action directe du soleil. Le phénomène est plus curieux si, au lieu d'exposer dans l'obscurité ou à la lumière diffuse, le mélange à volumes égaux de chlore et d'hydrogène, on le soumet de suite à l'action directe des rayons solaires : il se produit, de même qu'en le portant à la chaleur rouge, une détonation instantanée forte et proportionnelle à sa quantité; on doit, pour faire cette expérience, avoir la précaution de placer le flacon contenant les deux gaz derrière un écran que l'on fait tomber au moyen d'une longue corde; sans cela, on courrait les risques de se blesser par la violence de l'explosion et par les éclats du verre.

Il paraît que l'absorption des rayons lumineux étant vive et considérable, lorsqu'on expose directement le mélange au soleil, cause l'union instantanée des deux fluides gazeux; en effet, nous avons vu que souvent la lumière agit dans les combinaisons chimiques, comme la chaleur rouge; il paraît aussi qu'en le soumettant à la lumière diffuse, elle n'agit au commencement que dans la première couche du mélange, immédiatement en contact avec les parois du verre, et que tous les rayons capables de produire l'action chimique étant d'abord absorbés par elle, n'agissent que successivement sur les autres, jusqu'au centre.

Quoi qu'il en soit, le chlore a une si grande affinité pour l'hydrogène qu'il l'enlève constamment aux autres corps, en donnant toujours lieu à de l'acide hydrochlorique. C'est en vertu de cette grande affinité qu'il détruit les couleurs des matières végétales et animales, en leur enlevant leur hydrogène; il dérange par là la proportion de leurs éléments, car

nous verrons qu'elles sont toutes formées d'oxigène, d'hydrogène, de carbone et quelquefois d'azote, et donne naissance à de nouveaux corps. Voilà pourquoi il est si utile de l'employer pour désinfecter l'air des hôpitaux, des amphithéâtres de dissection, et même les meubles et les fournitures que l'on peut soumettre à son action.

Le chlore peut s'unir aussi avec le carbone, le phosphore, le soufre, le sélénium, l'iode, l'azote, et peut se combiner avec tous les métaux en produisant souvent, avec ces derniers, les phénomènes de la combustion.

Le chlore n'existe qu'à l'état de combinaison dans la nature; les composés dont il fait partie y sont très répandus, tels sont les chlorures de sodium, de potassium, de cuivre, d'argent, les hydrochlorates d'ammoniaque, de magnésie, etc. État naturel.

84. C'est ordinairement de la décomposition de l'acide hydrochlorique liquide, ou de celui engagé dans l'hydrochlorate de soude (*sel marin*), qu'on retire le chlore. A cet effet on met, pour le premier procédé, une partie de peroxide de manganèse en poudre fine avec quatre ou cinq parties d'acide hydrochlorique liquide qui n'est autre chose que le gaz acide dissous dans l'eau, dans un matras dont la capacité ne doit être remplie qu'à moitié par ces deux substances à cause de leur boursouflage pendant l'opération, on adapte à son col un tube recourbé qui se rend sous des flacons pleins d'eau, de même que s'il s'agissait de recueillir de l'oxigène ou de l'hydrogène, on place le matras sur un bain de sable et puis l'on chauffe, alors le chlore se dégage. On peut, si l'on veut, le recevoir dans des flacons pleins d'air en plaçant le tube jusqu'en leur Préparation.

fond; le chlore étant plus lourd que l'air le chasse et le remplace. On doit avoir la précaution de mettre l'appareil sous une cheminée tirant bien, afin d'éviter les dangereux effets de son absorption dans les organes pulmonaires. En recherchant la théorie de cette opération, on voit que l'acide hydrochlorique se partage en deux parties; la première se décompose, tandis que son hydrogène, en s'unissant à une portion de l'oxigène du peroxide, forme de l'eau et le ramène au premier degré d'oxidation; le chlore se dégage; ensuite la portion d'acide non décomposée se combine avec le manganèse ramené à l'état de protoxide; on obtient donc, pour produit, de l'eau, du chlore, et du proto-hydrochlorate de manganèse.

L'autre procédé consiste à prendre une partie de peroxide de manganèse, à la mêler exactement avec quatre parties de sel marin (hydrochlorate de sodium) en poudre, à introduire le mélange dans un matras d'une capacité double de ce qu'il doit contenir, puis à ajouter quatre parties d'acide sulfurique concentré, étendu de la moitié de son poids d'eau : adaptant au col du matras un tube recourbé, on conduit l'opération comme la précédente. Les produits sont, d'une part, du chlore qui se dégage; de l'autre, des proto-sulfates de manganèse et de sodium qui restent au fond du matras. La théorie ici est aussi facile à expliquer que dans le premier procédé. On peut dire : l'acide sulfurique cède son eau à l'acide hydrochlorique et s'unit au sodium, tandis que le gaz acide hydrochlorique, retenu par cette eau, agit sur le peroxide de manganèse comme il a été dit.

84 *bis*. Lorsque l'on veut obtenir le chlore en

dissolution dans l'eau, on fait communiquer le tube adapté au matras, qui alors doit être un tube de sûreté à boule et recourbé, avec le premier d'une suite de trois ou quatre flacons presque pleins d'eau, communiquant entre eux par des tubes semblables; on doit avoir le soin de mettre de la chaux ou de la potasse dans l'eau du dernier, afin d'absorber le gaz lorsque celle des autres flacons en est saturée, et de faire plonger au fond du liquide la seconde extrémité de chaque tube. L'appareil étant ainsi disposé, toutes les jointures étant bien lutées, on met le feu sous le bain de sable et le chlore se dégage. Si l'on opère à une basse température, par exemple à 0, l'absorption du chlore par l'eau est beaucoup plus considérable; il s'y forme des cristaux en lames d'un jaune foncé qui contiennent plus de chlore que la solution; la liqueur finit même par se prendre en masse, aussi lorsqu'elle vient à se liquéfier produit-elle une effervescence assez considérable.

Le chlore, à cause de sa couleur, ne peut être confondu qu'avec son oxide, quoique celui-ci soit d'un jaune plus verdâtre. Il est facile de ne pas s'y tromper aux propriétés suivantes : le chlore à une chaleur élevée n'éprouve aucune altération, et attaque brusquement le mercure à la température ordinaire; l'oxide de chlore, au contraire, n'a point d'action sur ce métal à cette température et se transforme en chlore et en oxigène à une chaleur un peu élevée.

85. Le chlore gazeux est employé comme réactif de l'hydrogène sulfuré, arseniqué, etc. Il sert à désinfecter l'air des hôpitaux et les hôpitaux mêmes, ainsi que les amphithéâtres de dissection, etc.; admi- Usages.

nistré avec prudence aux asphyxiés par l'hydrogène sulfuré, il les rappelle quelquefois à la vie. Le chlore liquide sert en grand au blanchîment des toiles, des tissus de coton, de la pâte de papier, etc. On rend l'éclat aux vieilles estampes et on enlève les taches d'encre au papier en les faisant tremper dans un bain de chlore liquide. On s'en sert aussi dans cet état pour faire passer les oxides des dissolutions de certains sels à un degré d'oxidation plus élevé; il décompose l'eau, dans ce cas, s'empare de l'hydrogène, tandis que l'oxigène s'unit à l'oxide et augmente son oxigénation. Il peut servir encore pour reconnaître l'albumine, qu'il précipite de sa dissolution. Le précipité qui se forme, après quelques instants, est blanc, floconneux, insoluble dans l'eau et dans l'alcool, légèrement acide, imputrescible, et laissant dégager du chlore spontanément, etc.

De l'iode.

Propriétés physiques.

86. L'iode, découvert par M. Courtois en 1811, est un corps solide à la température ordinaire, ayant l'éclat métallique, ressemblant un peu à la plombagine; son odeur a quelque chose d'analogue à celle du chlore, quoique beaucoup moins forte; sa saveur est âcre; il est ordinairement sous la forme de petites lames de dimension plus ou moins grande; sa pesanteur spécifique, à 17° centigr., est de 4,948. Il tache la peau en jaune; cette couleur disparaît à mesure qu'il se réduit en vapeur.

Propriétés chimiques.

L'iode, soumis à l'action du calorique, se fond à 107° centigr., bout et se volatilise à 177°. La tension de sa vapeur est si grande que, mis dans l'eau bouillante,

il se réduit en vapeurs avec elle. Il suffit de jeter quelques grains d'iode sur un fer rouge ou sur des charbons allumés, pour le voir se former en vapeurs d'un beau violet. Il ne se combine avec l'oxigène que lorsque celui-ci est à l'état de molécules naissantes, c'est-à-dire que l'on suppose que c'est au moment où l'oxigène commence à se dégager de certaines combinaisons, et qu'il n'a point encore repris toutes ses propriétés physiques. Quoi qu'il en soit, il forme avec lui, dans ce cas seulement, l'acide *iodique*. Son affinité pour l'hydrogène est beaucoup plus grande; il absorbe ce gaz à une chaleur élevée et produit ainsi l'*acide hydriodique*. Nous verrons cependant par la suite que ce n'est pas par ce procédé qu'on obtient cet acide. L'iode s'unit encore au phosphore, au soufre, au chlore, à l'azote; il peut se combiner avec l'hydrogène carboné, avec plusieurs oxides et avec la plupart des métaux.

87. L'iode ne se rencontre point dans la nature; on ne l'a encore obtenu que des eaux-mères qui refusent de cristalliser, de la lessive des cendres d'un grand nombre de *fucus* qui croissent sur les bords de la mer en Normandie, et desquels on extrait la soude de *Vareck*. Ces eaux-mères le contiennent à l'état d'hydriodate de potasse. Pour l'en extraire, on verse dans ces eaux un excès d'acide sulfurique concentré, après les avoir mises dans une cornue munie d'une allonge et d'un récipient, et l'on fait bouillir peu à peu la liqueur. L'acide sulfurique s'empare de la potasse, tandis qu'une petite portion de cet acide se décompose en cédant de l'oxigène à l'hydrogène de l'acide hydriodique devenu libre; il en résulte du sulfate de potasse, de l'eau, de l'acide sulfureux et de l'iode, qui, de même que l'a-

État naturel. Préparation.

cide sulfureux, se rend sous la forme de vapeurs dans le récipient et s'y condense en lames plus ou moins grandes. On le lave avec de l'eau contenant un peu de potasse, pour le débarrasser de l'acide sulfureux qu'il retient; ensuite on le distille, puis on le fond après l'avoir séché en le pressant dans du papier joseph.

Lorsqu'on ajoute l'acide sulfurique, il se produit toujours une effervescence; M. Wollaston recommande d'ajouter lorsqu'elle est passée un peu de peroxide de manganèse, ce qui rend l'opération plus facile.

Usages. L'iode est employé dans les laboratoires dans plusieurs expériences chimiques, particulièrement comme réactif, pour reconnaître la présence de l'amidon dans les substances qui le contiennent, surtout dans les analyses végétales; il produit avec ce corps un composé d'une belle couleur bleue. On l'emploie ordinairement en solution dans l'alcool. Il forme avec le mercure des iodures jaunes et rouges qui pourraient être employés en peinture.

Suivant M. Orfila, l'iode est un poison à la dose d'un gros à un gros et demi. Plusieurs médecins ont prescrit avec succès contre les goîtres l'hydriodate de potasse simple ou ioduré, ainsi que la dissolution d'iode dans l'alcool.

De l'azote.

Propriétés physiques. 88. L'azote est un gaz permanent, qui fut découvert en 1775 par Lavoisier, lorsqu'il s'occupait de l'analyse de l'air atmosphérique. Il est sans couleur, invisible, inodore, sans saveur; il asphyxie les animaux qui le respirent, de la même manière qu'ils le seraient s'ils restaient plongés sous l'eau; il éteint les corps en

combustion; sa pesanteur spécifique est, suivant MM. Biot et Arago, de 0,9691. Il a reçu successivement les noms d'*alcaligène*, *nitrogène*, *moffette atmosphérique*, *septone*, etc.

A toutes sortes de températures connues, l'azote reste gazeux; seulement il se condense sans changer d'état, par le froid ou l'absence du calorique. Son pouvoir réfringent est faible, et doit être proportionnel à sa combustibilité. Il paraît qu'il ne peut s'unir à l'oxigène qu'à l'état de molécules naissantes, quoiqu'il forme *l'oxide et le deutoxide d'azote*, *l'acide nitreux*, *l'acide per-nitreux et l'acide nitrique*.

L'azote se combine avec l'hydrogène pour former *le gaz ammoniac*, avec le carbone pour faire le *cyanogène;* il produit avec le chlore un corps détonnant, connu sous le nom de *chlorure d'azote;* il en est de même avec l'iode; son composé connu sous la dénomination de *iodure d'azote* détonne par lui-même aussitôt qu'il est sec; enfin il peut s'unir à deux métaux, le potassium et le sodium. Usages.

89. L'azote est très répandu dans la nature, puisque outre tous les nitrates dont il fait partie, il se rencontre dans presque toutes les matières animales, etc., et constitue les 79 centièmes de l'air atmosphérique, d'où on l'extrait: c'est en faisant absorber le gaz oxigène, le millième d'acide carbonique et les différentes vapeurs, avec lesquels il est mêlé dans l'air, qu'on se le procure. A cet effet, on brûle ordinairement du phosphore dans une petite soucoupe placée à la surface d'une certaine quantité d'eau contenue dans un bassin et recouverte d'une grande cloche de verre pleine d'air. Le phosphore brûle avec éclat, s'éteint et forme, État naturel, et son extraction.

en s'emparant de l'oxigène de l'air par la combustion, des flocons blancs d'acide phosphorique qui se liquéfient presqu'aussitôt; l'eau du bassin monte un peu dans la cloche, vu l'absorption du gaz oxigène. De nouveau l'on place quelques cylindres de phosphore dans l'air restant sous la cloche jusqu'à ce qu'ils ne s'entourent plus de petits nuages blanchâtres ou qu'ils ne soient plus lumineux dans l'obscurité. Alors il faut agiter cet air pour lui enlever le gaz acide carbonique et le peu de vapeurs de phosphore qu'il peut retenir, dans un flacon avec un peu d'eau et de potasse qui s'en emparent. L'azote ainsi obtenu est regardé comme étant pur, mais saturé d'humidité qu'on peut lui ôter par le chlorure de chaux.

Usages. Il paraît que l'azote sert à affaiblir l'action trop excitante du gaz oxigène, dans les organes de la respiration. Du reste, il est sans usages dans les arts et la médecine; on ne l'utilise que dans quelques opérations de laboratoires.

De l'air atmosphérique.

90. Tout le monde doit savoir ce que signifie le mot *air*. On dit communément, L'air est sec, humide, chaud, froid, agité; il fait un grand vent, etc. En parlant ainsi on n'exprime que la sensation que nous fait éprouver le contact des fluides élastiques permanents qui constituent la masse énorme d'air à laquelle on a donné le nom d'atmosphère. Il n'appartient qu'à la chimie d'étudier les phénomènes de la composition de ce fluide.

Historique. Pendant long-temps on a considéré comme l'air même tous les fluides élastiques permanents qu'on

nomme *gaz*. Ce ne fut qu'en 1774 et en 1777, époques de la découverte du gaz oxigène par Priestley, et du gaz hydrogène par Cavendisch, que l'on commença à reconnaître qu'il en existait de différentes natures; en conséquence les chimistes se servirent du mot *air* comme d'un nom générique auquel ils ajoutèrent un nom particulier à la nature du gaz qu'ils voulurent désigner. Ainsi on disait : air vital, air de feu, air vicié, air ordinaire, etc. Macquer proposa de se servir du mot *gaz*, comme l'avait fait auparavant Van-Helmont, pour désigner les fluides élastiques permanents autres que l'air atmosphérique; cette dénomination fut adoptée et l'est encore généralement aujourd'hui.

Nous avons vu (1) que tous les corps dans la nature s'offrent à nos regards sous trois états différents, et qu'ils y sont maintenus par la force plus ou moins grande du calorique (20); nous avons vu aussi (33 *bis*) que beaucoup de ceux qui affectent l'état solide et liquide peuvent, selon la température, se volatiliser de la surface de la terre et disparaître dans l'atmosphère, comme dans leur dissolvant naturel. Cependant toutes les substances étrangères qui s'y rencontrent n'y sont qu'à l'état de mélange, et la couche de l'atmosphère autour de la terre est si considérable, si épaisse malgré son étendue, que leurs quantités y sont comparativement si petites, qu'elles ne peuvent influer d'une manière bien sensible sur les propriétés de l'air qui la constitue.

L'air, décomposé par Lavoisier.

Pendant bien des siècles l'air a été considéré comme un élément ou corps simple. Il était réservé à l'illustre Lavoisier de renverser cette opinion reçue depuis Aristote. Il fut conduit à faire ses belles expériences

sur la composition de l'air, par un mémoire de Bayen sur l'absorption de ce fluide dans la calcination du mercure, dont il entendit la lecture à l'Académie. Il démontra évidemment que l'air était au moins composé de deux fluides, de gaz oxigène et de gaz azote, et qu'il n'y en avait qu'un d'absorbé dans la calcination des métaux : par exemple, en portant dans un ballon rempli d'air du mercure presque à l'ébullition, il enlevait à cet air la plus grande partie de son oxigène; puis, en chauffant l'oxide rouge qui en provenait, il revivifiait le mercure en obtenant un dégagement d'oxigène. Le résidu, dans le premier cas, avait les propriétés de l'azote; mais, en lui rendant l'oxigène retiré d'avec le mercure, il reprenait celles de l'air ordinaire.

91. Après avoir prouvé que l'air était composé, Lavoisier détermina la proportion de ses principes constituants; il admit dans sa composition 27 parties d'oxigène et le reste d'azote. Il a été reconnu depuis, par tous les chimistes les plus distingués, que l'air n'était formé que de 21 parties d'oxigène et de 79 d'azote, plus un millième, qui varie selon la saison, d'acide carbonique, contenant en outre de la vapeur d'eau proportionnelle à la température, soit qu'il fût pris en Europe ou en Amérique. M. Gay-Lussac a fait voir qu'il en était de même de l'air recueilli dans une ascension aérostatique à 6900 mètres au-dessus de la terre.

L'air est sans couleur, et forme l'atmosphère.

92. L'air forme autour de notre globe une couche dont la hauteur paraît être de 15 ou 16 lieues. Si l'on se rappelle ce que nous avons dit en parlant de la lumière sur la réflexion (38 *bis*) et réfraction (38), il sera facile de comprendre, 1° pourquoi le ciel nous

paraît bleu, quoique l'air atmosphérique soit invisible et parfaitement sans couleur; 2° pourquoi nous sommes éclairés par les rayons solaires bien avant que le soleil ne paraisse sur notre horizon : c'est que, dans le premier cas, les vapeurs, plus ou moins considérables, qui sont contenues dans la masse de l'air ont la propriété de réfléchir le rayon bleu beaucoup plus abondamment qu'aucun autre; et dans le second, la terre ayant une forme sphérique, et le soleil ne lui envoyant ses rayons, avant qu'il ne soit sur l'horizon, qu'en ligne droite et horizontalement, il s'ensuit qu'ils doivent arriver au haut de l'atmosphère avant que nous puissions apercevoir le foyer d'où ils partent. Là ils obéissent à la force de réfraction et se rapprochent de plus en plus de la ligne perpendiculaire pour arriver jusqu'à nous, puisque constamment ils passent d'un milieu plus rare dans un milieu plus dense. En effet, l'air est un fluide élastique comprimé à la surface de la terre par le poids des couches supérieures de l'atmosphère qu'il forme autour d'elle, et conséquemment sa densité augmente en proportion de ce que son élévation diminue.

C'est à la réfraction plus grande des rayons solaires à la surface de la terre par la densité plus considérable de l'air que nous devons attribuer la chaleur plus forte que nous y éprouvons comparativement à celle que nous ressentirions dans les régions plus élevées. Nous avons vu (34) qu'elle est en moins d'un degré centigrade par 200 mètres d'élévation.

93. L'air atmosphérique est sans couleur, invisible, sans saveur, sans odeur, compressible et très élastique, dont la pesanteur spécifique comparée à celle

Propriétés physiques.

de tous les gaz est prise pour l'unité. Il est, sous la pression exprimée par 76 centimètres de mercure et à la température ordinaire, 828 fois plus léger que l'eau. Un décimètre cube d'air pèse, dans les mêmes circonstances, un gramme 205 milligrammes. C'est en pesant successivement un ballon vide et ensuite plein d'air qu'on parvient, de même que pour tous les autres gaz, à connaître sa pesanteur sous un volume donné.

Pesanteur de l'air découverte par Galilée.

94. La découverte de la pesanteur de l'air est due à Galilée : ce célèbre physicien la fit en 1640, en pesant un vase plein d'air non comprimé et ensuite plein d'air comprimé. Ayant remarqué que le poids du vase était moindre dans le premier cas que dans le second, il en tira la conséquence, contre l'opinion reçue jusqu'alors, que l'air était pesant. Toricelli son disciple ayant réfléchi sur ce que l'eau ne peut s'élever dans les corps de pompe que jusqu'à 32 pieds (104 décimètres) pensa que son ascension dans ces corps était due à la pression de l'air, et non à ce que la nature avait horreur du vide, comme on se l'imaginait de son temps ; pour le démontrer il prit un tube de verre long de 33 pouces environ, fermé par l'une de ses extrémités, et le remplit de mercure ; en le tenant bouché avec le doigt, il le renversa et le plongea par son extrémité ouverte dans un bain de ce liquide ; puis ayant ôté le doigt, le mercure descendit aussitôt de quelques pouces, oscilla et enfin s'arrêta dans le tube à peu près à 28 pouces au-dessus de la surface du bain. Considérant alors que le poids de l'eau est 13,568 fois moindre que celui du mercure, et qu'en outre ce métal s'élève dans le tube comme l'eau dans un corps de pompe 13,568 fois moins qu'elle, il en

conclut que l'air par sa pression ou bien sa pesanteur était la cause de l'ascension dans le vide de ces deux fluides. C'est sur cette théorie qu'est fondée la construction de l'instrument appelé *baromètre*.

95. Nous avons vu (22 *bis* et 24), en parlant du calorique, que la pression seule s'opposait à ce que les liquides n'entrassent en ébullition avant certaines températures ; et nous savons qu'elle est plus considérable à la surface de la terre, puisque l'air y est comprimé par les couches supérieures de l'atmosphère en proportion de ce qu'il y est moins élevé : d'où il suit qu'un liquide, comme nous l'avons observé (23), doit bouillir à une température moindre sur la cime qu'au pied des montagnes ; et de même aussi l'eau et le mercure doivent moins s'y élever dans le vide au-dessus de leur niveau. Voilà pourquoi le mercure descend dans le baromètre à mesure qu'on élève cet instrument dans l'atmosphère : son abaissement dans ce cas est presque de 3 centimètres par 200 mètres d'élévation.

Le poids de l'atmosphère est si considérable qu'aucun être vivant n'y résisterait s'il ne contenait en lui une certaine quantité d'air qu'il renouvelle sans cesse, et qui par son élasticité fait équilibre à la pression. Ce fait est tellement vrai que lorsque l'on place un animal sous le récipient de la machine pneumatique et que l'on y fait le vide, il y meurt non seulement par le défaut d'oxigène, mais encore par l'effet de la dilatation de l'air qu'il contient, jusqu'au point de lui faire suinter le sang au travers des pores. C'est à une semblable cause de diminution de pression qu'il faut attribuer la mort de certains poissons qui vivent en mer à de grandes profondeurs, lorsqu'ils

viennent à nager dans les ondes supérieures. L'air que contient leur vessie natatoire, par une pression moindre, se dilatant tout à coup, les fait périr, et souvent on voit leurs intestins sortir de leur gueule.

96. Jusqu'à présent on ignore la cause des nombreuses variations qu'éprouve souvent la pression atmosphérique ; on sait que le baromètre descend quelquefois à 70 centimètres, et d'autres fois monte jusqu'à 79. Quelle qu'elle soit, elle a une grande influence sur le beau et le mauvais temps ; il pleut ou fait grand vent lorsque le baromètre est bas ; il fait presque toujours beau quand il est au-dessus de 76 centimètres ou 28 pouces de mercure. On peut prévoir jusqu'à un certain point une violente tempête par un abaissement subit de quelques centimètres dans le baromètre.

97. D'après les expériences de Boyle sur l'élasticité des gaz, d'après celles de Mariotte sur leur dilatabilité, il résulte que tous les fluides élastiques permanents, ainsi que l'air atmosphérique, se resserrent tous de la même manière en raison des poids comprimants, ou, ce qui est la même chose, que leur volume augmente proportionnellement à ce que la pression à laquelle ils sont soumis diminue.

98. On doit tenir compte des variations que peut éprouver la pression atmosphérique chaque fois que l'on fait des expériences pneumatiques ; il en est de même de la température et souvent de l'état hygrométrique : en conséquence, il faut consulter le baromètre pour la pression, le thermomètre pour la température, et l'hygromètre pour l'humidité plus ou moins grande de l'air. Pour qu'un gaz renfermé sous une cloche placée sur l'eau ou sur le mercure ne soit comprimé

que par le poids de l'atmosphère, chose très essentielle pour juger de son volume ou de sa pesanteur, il faut que le niveau du liquide intérieur de la cloche soit parfaitement égal à celui du liquide extérieur contenu dans la cuve.

99. Après la découverte de la composition de l'air, on a inventé, pour l'analyser, plusieurs instruments appelés *eudiomètres*, qui tous sont fondés sur la propriété qu'ont certains corps d'absorber l'oxigène en se combinant avec lui, sans avoir aucune action sur l'azote. On les mêle dans des vaisseaux de verre gradués et renversés sur l'eau ou sur le mercure, avec une certaine quantité d'air, dont ils séparent l'oxigène; le liquide, par la pression, monte, et l'on déduit la proportion du gaz absorbé de la diminution de volume. Le premier eudiomètre dont se servirent Priestley, Fontana, Cavendisch, etc., repose sur la faculté qu'a le deutoxide d'azote de s'emparer sur-le-champ de l'oxigène de l'air et de former avec lui l'acide nitreux, gaz rutilant, soluble dans l'eau. Le second appartient à Schéele; c'est tout simplement un tube de verre gradué dans lequel on fait passer une certaine quantité d'air, qu'on soumet à l'action des sulfures alkalins liquides. Le troisième, celui de Volta, est le plus ingénieux; nous l'avons vu (64) en parlant de la manière de reconnaître la pureté de l'hydrogène. Nous avons parlé sur l'extraction de l'azote d'un moyen eudiométrique, en brûlant, dans de l'air renfermé sous une cloche, du phosphore, etc; ce quatrième moyen eudiométrique a été très souvent employé par les chimistes modernes. Enfin, quel que soit le mode dont on se sert pour séparer les principes constituants de l'air,

on l'a trouvé, depuis quinze ans, constamment formé de 21 parties d'oxigène et de 78 $\frac{9}{100}$ d'azote et de $\frac{1}{100}$ à peu près d'acide carbonique, contenant, en outre, des vapeurs d'eau proportionnelles à la température, que d'ailleurs l'air ait été recueilli à différentes hauteurs et dans différents pays.

100. Si l'on considère à la surface du globe les combustions nombreuses et continuelles formées par l'absorption de l'oxigène, soit par les matières inorganiques qui la recouvrent, soit par la désorganisation des êtres privés de la vie, ou bien encore par la respiration diverse des myriades de milliards d'animaux différents qui y existent, on est porté à croire que les proportions de ce gaz dans l'air doivent changer; mais, d'un autre côté, si l'on recherche quelle est la puissance qui fait que depuis dix-huit années que l'on analyse rigoureusement l'air atmosphérique, on n'a pas trouvé les proportions de ses principes constituants changées, on voit que la nature a confié le soin réparateur de sa composition aux végétaux vivants, dont les feuilles frappées par les rayons solaires versent sans cesse dans l'atmosphère des ondes d'oxigène.

Propriétés chimiques.

101. L'air atmosphérique, après l'oxigène, est le gaz qui réfracte le moins la lumière; son pouvoir réfringent, comparé à ceux de tous les autres fluides élastiques, est pris pour unité. Sec, il est mauvais conducteur de l'électricité; soumis à l'action du calorique, l'air se dilate sans éprouver aucune altération; le froid n'a d'action que sur les vapeurs qu'il contient; par un abaissement de température, elles se réunissent, se condensent, et forment les nuages, les brouillards, les pluies, etc. On remarque que, lorsqu'elles se con-

densent soudainement et qu'elles tombent en grosse pluie, l'air se porte avec une grande vitesse dans le vide que nécessairement elles ont dû faire; de là les grands vents et les ouragans. Cependant on n'a pu encore assigner d'une manière satisfaisante la cause de la direction constante des vents qui règnent dans certains lieux, particulièrement dans les mers des Indes orientales, pendant plusieurs mois de suite, soit au sud, soit à l'ouest, etc.

Les substances qui ont la propriété d'attirer l'eau de l'atmosphère ou celle qui peut être contenue dans les gaz ont reçu, comme indiquant la présence de cette eau, la qualification d'*hygroscopiques*. En général tous les sels déliquescents, beaucoup d'acides et quelques oxides qui tous ont la faculté de s'emparer de l'humidité de l'air, peuvent jusqu'à un certain point servir d'*hygromètres* ou d'*hygroscopes*. On construit ordinairement ces instruments avec de certaines substances animales qui augmentent de volume par l'humidité, et qui reprennent leurs dimensions primitives lorsqu'elle les abandonne. Les hygromètres les plus ingénieusement établis et les plus exacts sont ceux de M. de Saussure, de Deluc et de Wilson. Le premier est fondé sur la propriété qu'a un cheveu débarrassé de son corps gras par une eau alkaline de se dilater ou de se contracter, suivant que l'air est plus ou moins humide. Dans le second, on emploie une lame extrêmement mince de baleine. En plaçant ces substances d'abord dans de l'air desséché parfaitement par du chlorure de calcium, et ensuite dans de l'air saturé d'humidité, on a deux points extrêmes, dont on divise l'intervalle en cent parties égales ou

cent degrés. Les contractions et dilatations de ces deux substances font mouvoir un index. Dans celui de Wilson, on emploie une vessie de rat remplie de mercure ainsi qu'une partie d'un tube thermométrique qui y est adapté; la contraction ou dilatation qu'elle éprouve par le plus ou moins d'humidité fait varier la hauteur du mercure dans le tube, qui du reste se trouve gradué.

102. Il est facile de prévoir que l'action de l'air sur les corps est la même que celle du gaz oxigène, à cela près qu'elle est moins vive, et d'autant moins que l'air est plus raréfié. Cependant le phosphore nous présente une légère exception. Nous avons vu (73) qu'il peut être conservé à la température ordinaire, pendant plus de vingt-quatre heures, dans du gaz oxigène pur, sans donner de traces de lumière ou de combustion, tandis qu'à cette même température, il brûle dans l'air et y est lumineux dans l'obscurité.

103. Tous les gaz qui n'ont point d'action chimique entre eux se mêlent de même qu'avec l'air atmosphérique, quelle que soit d'ailleurs leur pesanteur spécifique. Cette faculté est commune aussi à toutes les vapeurs. Ainsi on ne peut maintenir un fluide élastique permanent au-dessus d'un autre d'une densité beaucoup plus considérable, quand bien même ils ne communiqueraient ensemble que par une ouverture du plus petit diamètre possible; au bout d'un certain temps on trouve que le mélange s'est parfaitement opéré dans tout l'espace qu'ils occupent.

104. M. Gay-Lussac a fait connaître un procédé des plus ingénieux pour trouver le volume des vapeurs différentes que peuvent produire les liquides : il consiste à souffler à l'extrémité d'un petit tube de

verre une petite ampoule, à l'effiler à la lampe par l'autre extrémité, ensuite à le peser et à le remplir d'un liquide quelconque. A cet effet on doit faire chauffer ce petit instrument, afin que la raréfaction de l'air qu'il contient permette à la pression de faire entrer ce liquide de la même manière que dans les thermomètres capillaires. Cela étant fait, on le pèse de nouveau et l'on retranche le poids du tube vide du poids du tube plein, l'introduisant alors sous une cloche longue et étroite, graduée par des divisions égales, remplie de mercure et renversée sur un bain de ce liquide contenu dans une chaudière de fonte placée sur un fourneau. On fait entrer cette cloche, ainsi disposée, dans un cylindre creux de verre plus large qu'elle de moitié et ouvert par ses deux extrémités, de manière qu'il l'enveloppe et qu'il s'enfonce en même temps de trois ou quatre travers de doigt dans le bain de mercure; ensuite remplissant d'eau l'intervalle vide entre les parois intérieures du cylindre et les parois extérieures de la cloche, on la porte à l'ébullition. Bientôt l'ampoule, par la force de l'expansion du liquide qu'elle contient, est brisée; la vapeur qui en sort déprime le mercure et occupe un volume qu'il est facile de mesurer par la graduation de la cloche. C'est en agissant ainsi que M. Gay-Lussac a fait voir que sous la pression de 76 centimètres, et à la température de 100° centigrades, l'eau en vapeur occupe un espace dix-sept cents fois plus grand qu'à l'état liquide à + 4° 44 centimètres.

Cette expansion si considérable de l'eau par la chaleur, et l'élasticité si grande de sa vapeur qui produit les plus violentes explosions lorsqu'elle est com-

primée fortement, nous permettent d'expliquer son emploi à l'état de vapeur, comme force motrice, dans les pompes à feu.

Usages.

105. Si l'on considère que nul être vivant ne pourrait exister sans alimenter sa vie par l'absorption des principes constituants de l'air atmosphérique, on doit croire que ce fluide est pour nous le corps le plus utile de la nature. Ses différentes applications sont très nombreuses; non seulement il est le seul gaz propre à la respiration, mais encore il nous fournit en abondance l'oxigène pour obtenir, par la combustion, la lumière et la chaleur artificielles dont nous avons besoin. Son élasticité l'a fait employer comme force motrice; sa pesanteur sert à faire monter l'eau dans les corps de pompe, et nous permet, au moyen de machines aérostatiques, de nous élever dans l'atmosphère à des hauteurs considérables. C'est par sa vertu absorbante que nous desséchons nos lacs, nos marais et généralement tout ce que nous soumettons à son action, que nous tirons le sel de la mer et des fontaines salines, etc.; c'est par son oxigène qu'il avive certaines couleurs, comme celle de l'indigo, de l'écarlate, etc.; qu'il blanchit les toiles, les soies, etc.; qu'il oxide les métaux, qu'il forme plusieurs acides, etc.; enfin l'atmosphère, qu'il constitue, est un vaste théâtre où les fluides impondérables, mus par une puissance qui nous est inconnue, nous offrent chaque jour les plus étonnants phénomènes. La réfraction et la réflexion de la lumière, le développement des sept rayons de ce fluide formant l'arc-en-ciel par les vapeurs d'eau contenues dans l'air, les météores, les nuages, la pluie, la grêle, les orages, effets constants

de la présence plus ou moins considérable du calorique et de l'électricité, sont aux yeux du philosophe l'objet des plus profondes méditations.

CHAPITRE II.

DES MÉTAUX.

106. Nous avons vu au commencement de cet ouvrage que, dès l'origine de la chimie, les hommes recherchèrent avec une patience et une ardeur infatigables les moyens de convertir en argent ou en or tous les autres métaux qu'ils connaissaient, et que, comparativement à ceux-ci, ils appelaient *métaux imparfaits*. Cependant, malgré leurs grands travaux et toute leur patience, on ne connaissait, avant le quinzième siècle, que les sept suivants : *or, argent, fer, cuivre, plomb, étain* et *mercure*, tandis qu'aujourd'hui nous en connaissons quarante-un (12).

Généralités.

107. Les métaux sont des corps combustibles simples, électro-positifs (55), qui en général sont les plus denses de tous ceux de la nature, quoiqu'il s'en trouve parmi eux de plus légers que l'eau. Ils sont brillants, presque complétement opaques, susceptibles d'acquérir un beau poli, plus ou moins fusibles, tenaces, cassants, durs, mous, quelquefois ductiles et malléables, blancs ou colorés, tous bons conducteurs du calorique et de l'électricité; pouvant se combiner avec l'oxigène en diverses proportions, pour former des oxides qui, en s'unissant aux acides, constituent les

sels (281). Ils ont été classés en six sections d'après leur degré d'affinité pour l'oxigène.

Classification.

107 *bis*. On a placé dans la première section ceux des pierres ou des terres qui, par le rapport qu'elles ont avec les oxides métalliques, ont été admises, *par analogie*, au nombre de ces derniers, quoiqu'on n'ait pu parvenir encore à les décomposer. Ils sont au nombre de sept, et ont reçu les noms de *magnésium*, de *glucinium*, d'*yttrium*, d'*aluminium*, de *thorinium*, de *zirconium* et de *silicium*.

La deuxième section comprend les six métaux qui ont la faculté de s'unir à l'oxigène à la plus haute température, et de décomposer subitement l'eau à celle de l'atmosphère, en s'emparant de son oxigène et en dégageant son hydrogène avec une vive effervescence. Ils sont nommés : *calcium*, *strontium*, *barium*, *lithium*, *sodium* et *potassium*.

On a renfermé dans la troisième les cinq métaux qui, comme les premiers, ont la faculté d'absorber l'oxigène à la température la plus élevée, mais qui ne peuvent décomposer l'eau qu'à l'aide de la chaleur rouge. Ils ont reçu les noms de *manganèse*, *zinc*, *fer*, *étain* et *cadmium*.

La quatrième section est formée des quinze métaux qui, comme ceux des précédentes, peuvent encore se combiner avec le gaz oxigène à la température la plus élevée, mais qui ne peuvent opérer la décomposition de l'eau ni à froid ni à chaud. Ils sont connus sous les noms d'*arsenic*, de *molybdène*, de *chrôme*, de *tungstène*, de *colombium*, d'*antimoine*, d'*urane*, de *cérium*, de *cobalt*, de *titane*, de *bismuth*, de *cuivre*, de *tellure*, de *nickel* et de *plomb*.

La cinquième section renferme deux métaux, l'*osmium* et le *mercure*, qui ne décomposent l'eau à aucune température, et qui ne se combinent avec l'oxigène qu'à un certain degré de chaleur, passé lequel ils l'abandonnent. Enfin la sixième ou la dernière se compose de six métaux qui n'absorbent le gaz oxigène et ne décomposent l'eau à aucune température, et dont les oxides se réduisent au-dessous de la chaleur rouge. Ils se nomment *argent*, *palladium*, *rhodium*, *platine*, *or* et *iridium*.

Comme on ne connaît pas parfaitement le degré d'affinité pour l'oxigène de plusieurs des métaux rangés ci-dessus, il est probable que par la suite on en fera passer d'une section dans une autre.

Propriétés physiques.

108. Tous les métaux sont solides à la température ordinaire, à l'exception du mercure, qui ne prend l'état solide qu'à 40° centig. — 0. Ils sont tous plus ou moins blancs, excepté l'or qui est jaune, le cuivre et le titane qui sont rouges. Ceux qui jouissent au plus haut degré de l'*éclat métallique*, propriété qu'ils ont de réfléchir une plus grande quantité de lumière, sont l'or, l'argent, le platine, l'acier ou le fer uni à un peu de carbone, le cuivre, etc.

Brillant métallique.

Opacité.

Une feuille d'or, qui, après le platine, est le métal le plus dense, de 0,00009 millimètres d'épaisseur, se laissant traverser par quelques rayons lumineux verts lorsqu'on la place entre notre œil et la lumière du soleil ou d'une bougie, nous fait croire qu'aucun métal n'est parfaitement opaque : l'opinion contraire a été reçue jusque dans ces derniers temps.

Densité.

109. Les métaux diffèrent considérablement entre

eux sous le rapport de leur densité; on peut en juger en portant les regards sur le tableau suivant :

DENSITÉ DE VINGT-TROIS MÉTAUX A LA TEMPÉRATURE ORDINAIRE, PAR ORDRE DE LEUR PLUS GRANDE PESANTEUR SPÉCIFIQUE.

Platine	20,98	Brisson.
Or	19,257	Brisson.
Tunsgtène	17,5 à 17,6	Delhuyart.
Mercure	13,568	Brisson.
Palladium (selon qu'il est écroui au marteau, ou laminé.)	11,3 à 11,8	Wollaston.
Plomb	11,352	Brisson.
Argent	10,4743	Brisson.
Bismuth	9,822	Brisson.
Cobalt	8,5384	Haüy.
Urane	9	Bucholz.
Cuivre	8,895	Hatchett.
Cadmium	8,6040	Stromeyer.
Arsenic	8,308	Bergmann.
Nickel	8,279	Richter.
Fer	7,788	Brisson.
Molybdène	7,400	Hielm.
Étain	7,291	Brisson.
Zinc	6,861 à 7	*Idem*.
Manganèse	6,850	Bergmann.
Antimoine	6,7021	Brisson.
Tellure	6,115	Klaproth.
Sodium	0,97223 à 15°	Gay-Lussac et Thénard.
Potassium	0,86507 à 15°	Gay-Lussac et Thénard.

Ductilité, malléabilité, ténacité et dureté, etc.

110. On appelle métaux *ductiles* ceux qui se laissent tirer en fils en passant à la filière, table rectangulaire d'acier, percée de trous de différents diamètres, à travers lesquels on les fait passer au moyen de leviers, ou bien encore qui se laissent aplatir sous le choc du marteau ou par la pression du laminoir, de manière à se réduire en feuille : cependant cette dernière propriété a reçu plus particulièrement le nom de *malléabilité*,

et les métaux qui la possèdent sont dits *malléables*. La *ténacité* appartient à ceux qui, étant réduits en fils, supportent sans se rompre un poids plus ou moins considérable. Les métaux diffèrent encore par leur *dureté* : on remarque que ceux qui possèdent cette qualité au plus haut degré sont les plus *élastiques* et les plus *sonores*.

TABLEAU DES MÉTAUX, A LA TEMPÉRATURE ORDINAIRE, DUCTILES ET MALLÉABLES, CASSANTS, TENACES, etc.

MÉTAUX ductiles et malléables.	Or. Argent. Platine. Fer. Cuivre. Zinc. Étain. Plomb. Nickel. Palladium. Cadmium. Mercure à — 45° centigrades. Potassium. Sodium.	MÉTAUX cassants.	Antimoine. Arsenic. Bismuth. Chrôme. Cobalt. Manganèse. Molybdène. Rhodium. Tellure. Tungstène. Urane.

MÉTAUX rangés par ordre de leur plus grande ténacité.	Fer. Cuivre. Platine. Argent. Or. Étain. Zinc.	MÉTAUX rangés par ordre de leur plus grande dureté.	Tungstène. Palladium. Manganèse. Fer. Nickel. Platine. Cuivre. Argent. Bismuth. Or. Zinc. Antimoine. Cobalt. Étain. Arsenic. Plomb, etc.

Dilatabilité. Nous avons vu (28 *bis*) que la dilatation des métaux par le calorique est sensiblement proportionnelle pour chacun d'eux par chaque degré du thermomètre centigrade, depuis le point de la glace fondante jusqu'au terme de l'ébullition de l'eau, et nous pouvons ajouter que tous ceux qui jusqu'à présent ont été éprouvés ont en général été trouvés plus dilatables que les autres solides.

Structure, ou tissu. Les métaux diffèrent entre eux, non seulement par les différentes propriétés que nous venons d'énumérer, mais encore par le tissu, c'est-à-dire par la forme ou la structure qu'affectent leurs parties intérieures : quelquefois ce tissu est fibreux, comme dans le fer et le palladium ; lamelleux, comme dans le zinc, le bismuth, etc. ; d'autres fois à petits grains, comme dans l'acier, etc. Les métaux diffèrent encore parce qu'il y en a parmi eux de sapides et d'odorants; ces deux qualités se développent surtout par une légère chaleur accompagnée de frottement : tels sont le fer, le cuivre, le plomb et même l'étain.

Saveur et odeur.

Propriétés chimiques. 111. Lorsque l'on soumet les métaux à l'action du calorique, on remarque qu'il y a encore entre eux de très grandes différences. En effet, les uns n'entrent en fusion que par la plus haute chaleur que nous puissions produire; d'autres sont presque infusibles, d'autres se fondent un peu au-dessus de la chaleur rouge, d'autres au-dessous de ce degré; les uns sont fixes, les autres volatils; le mercure est liquide à la température ordinaire, et nous avons vu déjà qu'il ne prend l'état solide qu'à 40° centig. — 0. Enfin lorsqu'ils sont fondus, et qu'on les laisse refroidir tranquillement, ils cristallisent; si, avant qu'ils ne soient entièrement

refroidis, on perce la croûte qui se forme à la surface de la fonte, et qu'on décante les parties qui sont encore liquides, on observe les formes qu'affectent leurs cristaux, qui sont, en général, le cube et l'octaèdre.

Action de l'électricité.

112. Nous avons observé (54) que, quoique les métaux fussent d'excellents conducteurs de l'électricité, ils pouvaient, lorsqu'ils ne présentaient pas assez de surface à l'écoulement de ce fluide, rougir, se fondre, brûler, et même se gazéfier. Nous ajouterons que si l'on soumet des fils de divers métaux au milieu de l'air à l'action d'une forte batterie électrique, ils brûleront en nous offrant des flammes différemment colorées; ainsi, par exemple, le fer nous offrira une lumière blanche très vive; le zinc, une flamme blanche mêlée de bleu et de rouge; l'étain, le cuivre et l'or, une flamme d'un blanc bleuâtre; celle produite par le plomb, purpurine; enfin l'argent en donne une verte.

Action de l'oxigène sec.

113. D'après la classification des métaux sur leur affinité pour le gaz oxigène, on peut prévoir, jusqu'à un certain point, quelle est l'action de ce fluide sur chacun d'eux. Lorsqu'il est sec, il n'est absorbé, à la température ordinaire, que par le potassium; d'où l'on doit présumer que les sept de la première section, admis par analogie, l'absorberaient de même, ainsi que le calcium, le strontium et le barium, puisque tous le précèdent dans l'ordre de leur affinité pour ce gaz; mais il ne l'est, dans la même circonstance, ni par le sodium, ni par aucun des métaux formant les quatre dernières sections. Un certain degré de chaleur favorise constamment son action; aussi, dans ce cas, agit-il sur tous les métaux, excepté sur ceux de la sixième section : à une température suffisamment élevée,

beaucoup de ces corps le solidifient et se transforment avec lui en oxides, en donnant lieu à un dégagement plus ou moins considérable de lumière; savoir, les métaux de la deuxième section; le fer, le zinc, l'étain et le cadmium, de la troisième; l'arsenic, l'antimoine, le tellure, etc., de la quatrième.

114. Pour brûler un métal dans du gaz oxigène, on le porte ordinairement dans une petite cloche recourbée pleine de ce gaz et placée sur un bain de mercure; on chauffe alors avec une lampe à esprit de vin, et l'on y fait rentrer du gaz à mesure que l'absorption s'opère et que le mercure monte, ou jusqu'à ce que l'oxide que l'on veut obtenir soit fait.

115. La combustion, dans le gaz oxigène, d'un ressort de montre, qui n'est autre chose qu'un peu d'acier, excite toujours l'admiration, par la vive lumière qu'elle produit. A cet effet, on le déroule, puis on l'attache par une de ses extrémités à un bouchon de liége, et l'on met à son autre un petit morceau d'amadou qu'on enflamme; ensuite on le plonge dans un ballon de verre rempli de gaz oxigène, de manière que le bouchon de liége n'entre pas tout-à-fait dans le col du ballon, et qu'il ne le ferme pas hermétiquement, à cause de l'expansion de l'oxigène par la chaleur, qui pourrait faire éclater le vase. L'oxide qui se produit se fond par la force du calorique et s'incruste souvent même dans la substance du verre.

Action du gaz oxigène humide.

116. Tandis que le gaz oxigène sec n'a d'action à la température ordinaire que sur le calcium, le strontium, le barium, le potassium, et probablement sur

tous les métaux admis par analogie, on remarque, au contraire, que, lorsqu'il est humide, il attaque, à cette température, la plupart de ceux des cinq premières sections. Dans ce cas, l'absorption de l'oxigène peut se faire de deux manières différentes : dans la première, on suppose que l'eau qui constitue son humidité se décompose, et que le métal s'oxide tout à la fois et par son oxigène et par celui du gaz libre, tandis que l'hydrogène se dégage.

On suppose, dans la deuxième, que la vapeur d'eau contenue, dans l'oxigène venant à se liquéfier par un abaissement de température, dissout une certaine quantité de ce gaz, et le rend, par cela même, plus propre à se combiner avec ce métal, en lui faisant perdre son élasticité, d'où il résulte une adhérence plus grande que lorsqu'il est à l'état gazeux; d'un autre côté, la vapeur elle-même, par l'affinité qu'elle a pour l'oxide qui doit se produire, favorise aussi sa formation, s'y unit ensuite et donne naissance au composé connu sous le nom d'*hydrate*. Dans tous les cas, l'action est lente et presque toujours superficielle; les couches d'oxide qui se forment recouvrent les couches intermédiaires et les garantissent, ainsi que le métal, de l'oxidation, ou du moins elle n'est parfaite qu'après un laps de temps très considérable.

A l'air libre ils deviennent sous-carbonates.

117. Mais lorsqu'on opère avec de l'air atmosphérique au lieu de gaz oxigène, l'action n'en est pas changée, si ce n'est qu'elle est moins intense. Il faut cependant observer qu'en agissant à l'air libre, l'acide carbonique, qui l'accompagne toujours, s'unirait à l'oxide, et qu'après un certain temps on ob-

tiendrait un sous-carbonate au lieu d'un oxide. C'est ce que nous pouvons tous les jours remarquer sur nos statues d'airain, qui, par le renouvellement continuel des points de contact de l'air humide, s'oxident d'abord et s'unissent aussitôt avec l'acide précité, en se recouvrant d'un enduit vert, qui n'est autre chose qu'un sous-carbonate de cuivre. Il en est de même de la couche blanchâtre qui se forme sur nos gouttières en plomb : ce n'est aussi qu'un sous-carbonate de ce métal-ci.

Il n'y a point de corps combustible non métallique qui ne puisse se combiner à quelque métal ; le bore s'unit au fer ; le fer au carbone, au platine ; l'azote au sodium, au potassium ; l'hydrogène au potassium, au tellure, à l'arsenic ; le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode à tous les métaux. Enfin, presque tous les corps simples métalliques peuvent se combiner entre eux, et donner naissances aux *alliages*.

État naturel.

118. Les métaux se rencontrent dans la nature sous cinq principaux états : 1° à l'état *natif* ou *vierge*, 2° combinés avec l'oxigène à l'état *d'oxides*, 3° unis avec le soufre à l'état de *sulfures*, 4° combinés avec le chlore à l'état de *chlorures*, 5° engagés avec l'oxigène et les acides à l'état de *sels*.

Les métaux qu'on rencontre natifs sont en petit nombre, encore sont-ils souvent à l'état d'*alliages*, c'est-à-dire unis avec d'autres métaux.

119. Les mines sont ordinairement formées, outre les métaux qu'elles renferment, d'une espèce de roche qu'on appelle *gangue*, composée en général de quartz, qui n'est presque autre chose que de la silice, de

fluate de chaux, de carbonate de chaux, de sulfate de baryte, etc.

Gisement des métaux.

120. On ne rencontre point également les mines métalliques dans tous les terrains. Les naturalistes en reconnaissent cinq principaux à la surface du globe, d'après la nature des pierres ou roches placées les unes sur les autres, dans un ordre qui ne varie jamais et qui forme les différentes couches successives de l'enveloppe de la terre, depuis les plus grandes profondeurs où les efforts de l'industrie humaine aient pu nous faire pénétrer, jusqu'au faîte des montagnes les plus élevées. Ils les divisent en cinq grandes classes, sous le nom générique de *formations*, et les distinguent par les dénominations spécifiques suivantes, savoir :

1ère, formations primitives.	4e, formations d'alluvion.
2e, formations de transition.	5e, formations pyrogènes, ou volcaniques.
3e, formations stratiformes, ou secondaires, ou de sédiment.	

Les formations primitives sont les plus basses de toutes, quoique formant les plus hautes montagnes ; ce sont en général les terrains d'alluvion qui constituent la surface de la terre, car les formations ou terrains volcaniques ne peuvent appartenir qu'à certains lieux particuliers. Quoi qu'il en soit, les métaux existent plus souvent dans les terrains de transition et dans les montagnes de moyenne hauteur que dans les terrains primitifs ; du reste, ce n'est que par le minerai, mis en partie à découvert, que l'on peut reconnaître leur présence.

Extraction des métaux.

Les procédés pour extraire les métaux de leurs

mines, pour les réduire, etc., sont très nombreux, et souvent particuliers à la nature de chacun d'eux ; ils constituent la branche la plus difficile de la *métallurgie*.

Usages. Les propriétés générales que nous venons d'énumérer suffisent pour nous faire voir que, sans les métaux, les sciences et les arts seraient encore dans l'enfance, puisqu'il est certain que c'est par leur usage que l'entendement humain s'est perfectionné : aussi les anciens élevèrent-ils au rang des dieux les hommes qui inventèrent les premiers l'art de les travailler.

Les métaux qui sont le plus utiles à la société, et qui par conséquent sont les plus employés, sont : le fer, le cuivre, le plomb, l'étain, l'argent, l'or, le mercure, le zinc et le platine. Tous leurs différents usages sont si nombreux qu'il serait difficile d'en faire l'énumération. Ils reposent en général sur leur ductilité, malléabilité, ténacité, dureté, opacité, sonorité, éclat métallique; leur abondance ou leur rareté, etc.

Parmi les métaux cassants, il n'y en a guère que quelques uns d'utilisés, encore n'est-ce qu'en médecine et dans quelques alliages; tels sont l'antimoine, l'arsenic, le bismuth.

Des métaux de la première section.

121. Les métaux admis par l'analogie des terres qui sont censées les contenir rentrent dans l'étude des oxides auxquels elles se rapportent par leur ressemblance et leurs propriétés. (*Voyez* Oxides de la première section.)

Des métaux de la deuxième section.

Nous savons que ces corps décomposent l'eau à la température ordinaire, qu'ils s'emparent de son oxigène, et mettent son hydrogène en liberté avec une vive effervescence; qu'ils peuvent absorber le gaz oxigène à une douce chaleur et à la plus haute température; d'où il suit qu'ils sont irréductibles par le calorique seul; on ne peut les obtenir que par la décomposition de leurs oxides au moyen de la pile électrique, ou par certains corps fixes et très combustibles. Ils n'existent dans la nature qu'unis avec l'oxigène et les acides à l'état de sels. On les nomme quelquefois métaux *alkalins*, parce que, avant leur découverte, leurs oxides étaient connus sous le nom collectif d'*alkalis*.

Du calcium.

Le calcium, découvert en 1808 par M. Davy, est un métal blanc, plus pesant que l'eau, qui s'obtient en décomposant la chaux (oxide de ce métal) au moyen de la pile voltaïque : ce corps est sans usages, et n'a encore été obtenu qu'en très petite quantité.

Du strontium et du barium.

Ces deux métaux sont encore moins abondants que le calcium, et par conséquent sans usages : leur histoire est analogue à celle de ce corps.

Du lithium.

Le lithium est le radical d'un alkali nouvellement découvert par M. Arfwedson dans le *pétalite* minéral trouvé dans la mine d'Utó en Suède : ce corps est sans usages.

Du potassium.

Historique.

122. On doit placer au rang des époques les plus mémorables des progrès de la chimie celle de la découverte brillante du potassium. C'est à M. Davy que nous en sommes redevables. Il la fit en 1807, en soumettant à l'action énergique de l'électricité, de la potasse caustique, légèrement humectée, sur un disque de platine adapté à l'extrémité du fil négatif d'une batterie galvanique, dont il mit le fil positif en contact avec la potasse : alors il vit se former par degrés des globules d'un métal blanc, brillant, au côté communiquant avec le fil négatif. Il s'assura, par diverses expériences, que ce corps était la base de la potasse, et qu'il en reprenait toutes les propriétés par une absorption d'oxigène : il le nomma *potassium*. Du reste, pendant l'opération, le gaz oxigène se dégageait à l'extrémité du fil positif.

Propriétés physiques.

Le potassium est, à la température ordinaire, solide, blanc, brillant; récemment fondu dans de l'huile de naphte, et vu dans cette huile à travers le verre, il ressemble à l'argent mat; exposé à l'air, il se détruit de suite en lui enlevant de l'oxigène, et se recouvre d'une croûte d'oxide ou de potasse caustique; celle-ci attire l'humidité de l'air, hâte par là l'oxida-

tion du métal; et au bout de très peu de temps le tout tombe en déliquescence. Il se laisse couper facilement, et sa section est lisse et très brillante; il est assez mou pour permettre de le pétrir entre les doigts, qui, à cet effet, doivent être bien secs : sa pesanteur spécifique à 15° centigrades est de 0,865. Il est à —o assez dur pour être cassant, et sa cassure présente une texture cristalline.

Soumis à l'action du calorique, il fond à 58° centigrades; vers le point de la chaleur rouge, il se volatilise; et si, à cette température, on le chauffe dans un ballon de verre rempli de gaz azote, ses vapeurs paraissent vertes. Propriétés chimiques.

Excepté le bore et le carbone, le potassium peut s'unir avec tous les corps simples non métalliques; il peut aussi se combiner avec tous les métaux : on remarque qu'il rend aigres les plus ductiles.

Projeté sur l'eau, il la décompose, s'empare de son oxigène avec tant d'avidité que, par la saturation de l'affinité mutuelle que ces deux principes ont l'un pour l'autre, il en résulte une chaleur assez haute pour produire, même dans l'eau, l'inflammation du métal, qui, rouge de feu, parcourt en tous sens la surface du liquide en faisant entendre un petillement continuel, tandis que le gaz hydrogène se dégage.

La grande affinité qu'il a pour l'oxigène fait qu'il décompose la plupart des oxides, tous les acides et la plus grande partie des sels, ainsi que toutes les matières végétales et animales; aussi l'emploie-t-on souvent pour l'analyse de ces substances.

Quelque temps après la découverte du potassium par M. Davy, au moyen de la pile, MM. Gay-Lussac

et Thénard firent connaître qu'on pouvait se procurer ce corps plus abondamment en faisant passer de l'hydrate de potasse au travers de la tournure de fer bien décapée et portée au rouge blanc dans un canon de fusil recouvert d'un lut d'argile.

Du sodium.

Le sodium a été découvert en 1808 par M. Davy : il est, à la température ordinaire, solide, d'une couleur qui tient le milieu entre celles de l'argent et du plomb, très malléable, mou à peu près comme de la cire; il conserve sa mollesse à 0 centigrade. Sa pesanteur spécifique à 15° est de 0,972.

Soumis à l'action du calorique, il entre en fusion à 90° centigrades. M. Davy a trouvé qu'il reste fixe à un point de chaleur qui fondrait une lame de verre. Il est bon conducteur de l'électricité; du reste, ses autres propriétés sont analogues à celles du potassium, et n'en diffèrent qu'en ce qu'il est un peu moins altérable, et qu'il ne s'enflamme point à la surface de l'eau.

On obtient le sodium en décomposant l'hydrate de soude par les mêmes procédés employés pour la décomposition de l'hydrate de potasse.

Des métaux de la troisième section.

123. Nous avons vu (107 *bis*) que les métaux de la troisième section absorbent le gaz oxigène à une température plus ou moins élevée, et qu'ils ne décomposent l'eau qu'à l'aide de la chaleur rouge. Nous

dirons en outre que leurs oxides ne sont réductibles que par l'électricité ou par différents corps très combustibles. Ils sont au nombre de cinq : le manganèse, le zinc, le fer, l'étain et le cadmium.

Du manganèse.

C'est à Schéele et Gahn que l'on doit la découverte du manganèse : ils la firent en 1774. Ce métal est solide, très dur et très cassant, d'un gris blanc ; sa pesanteur spécifique est de 6,85. On ignore s'il est susceptible de cristalliser. Il faut la plus haute température pour le fondre; il se combine en plusieurs proportions avec l'oxigène, et peut s'unir au soufre, au phosphore. Il se rencontre dans la nature à l'état d'oxide et de sulfure; du reste il n'a point d'usages.

Du zinc.

124. Le zinc paraît avoir été connu des anciens, quoique sa découverte ne date que du seizième siècle. Ce métal est blanc, brillant, avec une nuance de bleu; sa substance est lamelleuse : il est ductile, et cependant on le réduit beaucoup mieux en lames qu'on ne le tire en fils. Il ne possède pas une grande dureté et graisse la lime ; c'est pourquoi on est obligé, pour le réduire en poudre, de le faire fondre et de le triturer dans un mortier au moment où il se fige. Sa pesanteur spécifique est 7,1. Propriétés physiques.

Soumis à l'action du calorique, il fond à 360° centigrades, et, si on augmente la température, il se volatilise; d'où il suit qu'on peut le distiller dans des Propriétés chimiques.

vaisseaux fermés ; et c'est ainsi qu'on le purifie. Quand il est fondu et qu'on le laisse refroidir lentement, il cristallise en petits faisceaux de prismes quadrangulaires. Si, avant leur entier refroidissement, on les expose à l'air, ils y prennent une couleur bleue avec des nuances irisées.

Chauffé avec le contact de l'air, le zinc s'enflamme un peu au-dessus de la chaleur rouge, et se réduit en flocons blancs très légers qui se répandent dans l'air : ces flocons sont l'oxide de zinc, que les anciens connaissaient sous le nom de *pompholix*. Les premiers chimistes l'appelèrent *nihil album*, *lana philosophica* et *fleurs de zinc*.

Le zinc peut se combiner avec le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode, seuls corps simples non métalliques qu'on ait jusqu'à présent unis avec lui. Il paraît qu'il peut former des alliages avec tous les métaux ; cependant il n'y a d'employé dans les arts que celui qu'il produit avec le cuivre, connu sous le nom de *laiton*.

Nous avons vu (107 *bis*) qu'il ne peut décomposer l'eau qu'à la température rouge ; cependant il se pourrait faire qu'il la décomposât à la longue à celle de l'atmosphère par l'influence des rayons lumineux ou du fluide électrique.

État naturel. Le zinc se rencontre dans les mines sous trois états différents : combiné avec le soufre, il forme le sulfure qu'on nomme *blende ;* uni à l'oxigène, il constitue l'oxide qu'on appelle *calamine ;* enfin il y existe à l'état de sels, sulfate et carbonate.

Extraction. On extrait le zinc particulièrement de la calamine, en la calcinant avec du charbon dans des vaisseaux

fermés, communiquant avec des tuyaux où il se sublime et d'où on le fait tomber dans un bassin de réception; fondu ensuite dans un creuset, et coulé en plaques, il est livré au commerce.

Usages. Le zinc, comme réactif, sert à précipiter de leurs dissolutions, avec excès d'acide, le cuivre, l'étain, l'argent, etc. Il est employé pour former un élément de la pile. Pour obtenir le gaz hydrogène, on produit la décomposition de l'eau par son moyen et celui de l'acide sulfurique. On se sert en médecine de son oxide et de ses sels. Enfin le zinc commence à être utilisé dans les arts pour faire des conduits, des gouttières, des baignoires, etc.

On avait voulu en faire aussi des ustensiles de cuisine; mais la facilité avec laquelle il se laisse attaquer par les acides, même les plus faibles, et la vertu émétique que possèdent les sels de zinc, doivent empêcher de préparer aucun aliment dans ces sortes de vases.

Du fer.

Historique. 125. Le fer, le plus utile et le plus abondant de tous les métaux, était déjà connu du temps de Moïse, qui vivait environ seize cent trente-cinq ans avant l'ère chrétienne : sa découverte se perd dans la nuit des siècles.

Propriétés physiques. Le fer est solide, dur, d'un blanc bleuâtre, d'un tissu fibreux; il a beaucoup d'éclat lorsqu'il est poli, et il acquiert par un léger frottement une odeur sensible; lorsqu'on le met sur la langue, il y laisse l'impression d'une faible saveur styptique; il est ductile et malléable : cette dernière propriété augmente

avec la température ; toutefois on ne peut le réduire en feuilles aussi minces que celles qu'on obtient de l'or ou de l'argent ; il passe beaucoup mieux à la filière qu'au laminoir ; aussi peut-on le tirer en fils aussi fins que des cheveux ; c'est le plus tenace des métaux : sa pesanteur spécifique est de 7,788.

Propriétés chimiques.

Le fer n'entre en fusion qu'à un degré de chaleur correspondant au 158° du pyromètre de Wedgwood.

Le fer s'aimante lorsqu'on le frotte toujours dans le même sens contre un aimant naturel ou artificiel ; si on le conserve en barres sous un angle de 70°, il s'aimante de même dans l'espace de quelque temps.

Son affinité pour l'oxigène est très grande ; à la chaleur rouge il brûle dans ce gaz en produisant une combustion des plus vives (115) : il s'y unit même à la température ordinaire ; mais dans ce cas il faut que l'air ou l'oxigène avec lesquels on le met en contact soient humides, alors il se recouvre d'une croûte d'un jaune brun, connue sous le nom de *rouille*, qui n'est autre chose qu'un oxide.

Excepté l'hydrogène et l'azote, le fer peut entrer en combinaison avec tous les corps simples non métalliques et avec la plus grande partie des métaux.

État naturel.

Le fer est très abondamment répandu dans la nature ; il y existe dans tous les terrains des cinq formations sous un grand nombre de formes ; cependant on peut les rapporter à quatre principaux états : à l'état natif, à l'état d'oxides, à l'état de sulfures, à l'état de sels.

Le fer natif est rare : on considère actuellement les masses énormes de ce métal qu'on a découvertes dans quelques parties de la surface du globe comme

étant tombées de l'atmosphère. Les principales sont dans l'Amérique méridionale, en Allemagne, près de Madebourg, et en Sibérie.

C'est en calcinant, après les avoir lavées ou bocardées convenablement, les mines de fer avec du charbon, dans des fourneaux de sept ou dix mètres d'élévation, à de très hautes températures, qu'on retire ce métal de ses combinaisons : c'est en général de l'oxide et du carbonate qu'on l'extrait. On y ajoute ordinairement un fondant, qui varie d'après la nature de la mine : si elle est trop argileuse, on le met calcaire, et on emploie le marbre; si au contraire elle est trop calcaire, on y ajoute un fondant argileux. Le résultat de l'opération est, d'une part, des scories qu'on appelle *laitier*, et de l'autre de la fonte.

Le laitier est une masse de verre opaque de couleur brune, composé de chaux, de silice, d'alumine, d'un peu d'oxide de fer, et souvent d'un peu d'oxide de manganèse : la fonte renferme du fer uni à quelques centièmes de charbon, un peu de laitier et quelques traces de manganèse, de cuivre, etc.

On distingue deux espèces de fonte, la fonte blanche et la fonte grise; la première produit le meilleur acier naturel, et provient de l'exploitation des mines de fer manganésiennes. Il y a deux variétés de fonte grise : la fonte grise cassante, qui donne le mauvais fer; et la fonte grise douce, qui est la plus estimée.

C'est en faisant fondre de nouveau la fonte dans un fourneau, au milieu d'un creuset rempli de poussière de charbon, et en portant avec de forts soufflets l'air sur la surface du bain, qu'on parvient à brûler le carbone qu'elle contient; ensuite elle est réunie et

portée sous de forts marteaux, où, en la battant, on la sépare du laitier qu'elle conserve encore; ensuite on forge en barres le fer qui en provient et on le livre au commerce.

Usages. Tout le monde connaît les nombreux usages du fer; leur énumération remplirait des pages : ses oxides et ses sels sont employés en médecine comme toniques, apéritifs, astringents, etc.; lui-même, comme réactif, sert encore pour précipiter à l'état métallique de leurs dissolutions les métaux suivants : or, argent, cuivre, antimoine, etc.

De l'acier, ou proto-carbure de fer.

Le fer, à une température élevée, peut se combiner avec le carbone, et acquérir par là plusieurs propriétés remarquables qui augmentent de beaucoup son utilité dans les arts. Lorsqu'il y est uni dans les proportions nécessaires pour constituer l'acier, on peut toujours, comme s'il était pur, le faire rougir, le marteler, le faire passer à la filière, le forger et en former tous les instruments nécessaires à notre industrie; mais si, après l'avoir porté à la chaleur rouge, on change brusquement sa température, par exemple en le plongeant dans de l'eau ou dans du mercure à 0 centigrade (cette opération est connue sous le nom de *trempe*), il devient très élastique, cassant à froid, d'un tissu plus serré et à grains fins, capable de recevoir le poli le plus parfait; sa couleur est un peu plus foncée et son éclat métallique singulièrement augmenté : sa pesanteur spécifique est un peu moindre.

Si, après avoir donné la trempe à l'acier, on le fait

chauffer de nouveau au rouge, et qu'on l'abandonne à lui-même pour qu'il refroidisse lentement, il reprend toutes ses propriétés primitives. On peut à volonté le retremper et le détremper successivement ; on fait varier la température pour donner à l'acier des trempes plus ou moins fortes : tantôt on le chauffe au rouge brun, rouge cerise, rouge vif, rouge blanc, etc., et on le plonge ensuite, soit dans de l'eau, dans du mercure, des huiles, etc. : tous ces procédés forment une partie de l'art du coutelier.

L'acier est presque aussi difficile à fondre que le fer, et se comporte comme lui avec le gaz oxigène ou l'air; seulement dans sa combustion il produit un peu d'acide carbonique. On peut aussi l'unir avec les mêmes corps combustibles avec lesquels le fer peut se combiner; cependant il serait possible qu'il se formât, outre les produits de la combinaison du fer avec ces corps, une petite quantité de per-carbure de ce métal. C'est ce qu'on observe surtout en faisant agir sur l'acier certains acides, et c'est à quoi il faut attribuer la tache noire qu'une goutte d'acide nitrique y forme lorsque l'on veut reconnaître, par le moyen de cet acide, si une pièce de fer est aciérée.

On connaît trois principales espèces d'acier, qui sont toujours le produit de l'art : on les nomme *acier de fonte* ou *naturel*, *acier de cémentation* et *acier fondu*.

Acier naturel.

C'est en chauffant très fortement des morceaux de fonte, de manière à en opérer la fusion, dans des creusets brasqués, c'est-à-dire remplis de charbon en poudre tassé et comprimé avec un peu d'argile détrempée, qu'on obtient l'acier naturel : on a le soin

que la surface du bain soit sans cesse recouverte d'une couche de scories ou laitiers en fusion de 12 ou 15 centimètres d'épaisseur. Une partie du carbone de la fonte est supposée se combiner avec l'oxigène que contient celle-ci, et se dégager ensuite à l'état d'oxide de carbone ou d'acide carbonique; le surplus s'unit au fer, et forme un acier moins dur et moins estimé que les deux autres.

On peut encore obtenir l'acier en traitant directement l'oxide de fer par le charbon.

Acier de cémentation.

L'acier de cémentation s'obtient en stratifiant, dans de grandes caisses de terre ou creusets, dont l'ouverture est soigneusement fermée avec de l'argile, des barres de fer pur avec un mélange de poudre de charbon, de suie, d'un peu de cendre et de sel marin, que l'on nomme *cément* : on place ces caisses ou creusets dans des fourneaux particuliers destinés à cet usage, et on les y tient à une chaleur de 80 à 90° du pyromètre pendant sept ou huit jours, ou jusqu'à ce que ces barres soient converties en acier. Dans cette opération, on pense que le carbone se combine avec le fer en passant successivement de la surface de ce métal au centre; d'où il résulte que les couches superficielles contiennent plus de charbon que celles qui sont internes.

Acier fondu.

C'est en faisant fondre, dans des creusets de terre réfractaire et fermés, des morceaux d'acier de cémentation, mêlés avec du verre pilé et du charbon en poudre, qu'on se procure l'acier fondu. Il est le meilleur des trois et prend le plus beau poli; son tissu est plus homogène et plus serré.

On peut encore l'obtenir, d'après le procédé de Clouet, en fondant dans un bon creuset, à un feu de

forge, un mélange de trois parties de fer, d'une partie de carbonate de chaux et d'une partie d'argile cuite. Dans ce procédé l'acide carbonique est décomposé, du moins en partie; son carbone s'unit au fer, et forme l'acier, qui occupe le fond du creuset, tandis que son oxigène, se combinant aussi avec le fer, forme de l'oxide, qui se vitrifie avec l'argile et la chaux, et produit les scories qui recouvrent le bain.

L'acier contient depuis 8 millièmes de carbone jusqu'à 16 millièmes; et lorsqu'il renferme cette dernière quantité, il est à son *maximun* de dureté.

De la plombagine.

On rencontre en France, en Angleterre, en Espagne, en Allemagne, etc., une substance native qui est formée principalement de charbon, et qui a reçu les noms de *plombagine, graphite, plomb noir.* Ce minéral est d'un gris noirâtre avec éclat, brillant comme s'il était métallique, doux au toucher, laissant des traces noirâtres sur les corps contre lesquels on le frotte, sans odeur, sans saveur, conducteur de l'électricité : sa pesanteur spécifique est de 2,06 à 2,08.

La plombagine est infusible; si on la tient avec le contact du gaz oxigène à la chaleur rouge, elle brûle avec lumière et se convertit en acide carbonique et en oxide de fer : son action sur l'air est beaucoup plus faible, et il faut alors une chaleur bien plus élevée pour pouvoir en brûler une très petite quantité.

C'est en soumettant de la plombagine, dans un tube de porcelaine, à l'action d'une très haute température, et en faisant passer au travers de ce tube du gaz

oxigène et en recueillant le produit, qu'on est parvenu à connaître qu'elle est composée de 96 parties de charbon et de 4 de fer.

État naturel. Les naturalistes ne sont point d'accord sur sa formation; plusieurs croient qu'elle se produit dans la terre, d'autres qu'elle se forme au sein des eaux, d'autres qu'elle y est charriée, etc.

Usages. Ses usages sont bornés : on l'emploie pour faire des crayons, des creusets; pour finir de polir la surface des ustensiles de fer : on s'en sert aussi pour l'interposer, mêlée avec de la graisse, entre les surfaces qui se touchent à frottement, pour en diminuer l'effet.

De l'étain.

Historique. 126. L'étain est un des métaux les plus anciennement connus; il le fut pendant long-temps sous le nom de *Jupiter :* lorsqu'il est pur, il a un éclat presque aussi vif que l'argent.

Propriétés physiques. L'étain est solide, blanc, brillant, plus malléable que ductile; lorsqu'on le ploie en différents sens, il fait entendre un petit bruit qu'on appelle *cri d'étain;* lorsqu'on le frotte, il acquiert une odeur sensible et a une très légère saveur : sa pesanteur spécifique est de 7,291, et de 7,299; quand il a été écroui, sa dureté tient le milieu entre celle de l'or et du plomb.

Propriétés chimiques. Soumis à l'action du calorique, l'étain fond à 288° centigrades; si, avant qu'il ne soit refroidi entièrement, on perce, dans le creuset où on l'a fait fondre, la croûte qui s'est formée à sa surface, et que l'on décante les parties encore liquides, on aperçoit l'intérieur du creuset tapissé de cristaux en prismes rhom-

boïdaux. Quoiqu'il soit fusible, on croit qu'il n'est pas volatil.

L'étain, à la température ordinaire, n'est point altéré par le contact de l'oxigène et de l'air atmosphérique; voilà pourquoi il conserve son brillant, même à l'air, qui est toujours plus ou moins humide. A une chaleur élevée, il se combine avec le gaz oxigène et se recouvre d'une couche d'oxide d'un blanc grisâtre.

Excepté l'hydrogène, le bore, le carbone et l'azote, l'étain peut s'unir avec tous les corps simples non métalliques; il peut aussi se combiner avec le plus grand nombre des métaux.

État naturel.

Les mines d'étain ne se rencontrent en Europe qu'en Allemagne, entre la Saxe et la Bohême; en Espagne, dans la partie de la Galice qui avoisine le Portugal; et en Angleterre, dans le comté de Cornouailles. Elles existent abondamment en Asie, à Siam et dans l'île de Barka : elles font toujours partie des terrains primitifs, et elles ne s'y trouvent qu'à l'état de sulfures et d'oxides.

C'est communément des mines qui contiennent l'étain à l'état d'oxide qu'on l'extrait : on les bocarde et on les lave convenablement pour en séparer l'oxide, qui se réduit ensuite en le calcinant avec du charbon.

Usages.

Les usages de l'étain sont très multipliés : c'est en le combinant avec le cuivre, en diverses proportions, qu'on forme l'alliage des canons, des cloches, de la monnaie de billon; c'est en recouvrant la tôle d'étain que l'on fait le fer-blanc; c'est en recouvrant des feuilles d'étain avec du mercure, et en appliquant dessus des glaces de verre, qu'on met les glaces au tain; enfin tout le monde se sert journellement des vases

faits avec ce métal. Autrefois on s'en servait en médecine; il faisait partie du *lilium de Paracelse;* il entrait dans la composition *anti-hectique de Potérius:* on le donne encore quelquefois aujourd'hui, en limaille très fine, comme vermifuge.

Du cadmium.

Historique. 127. Le cadmium, découvert en 1818 dans les mines de zinc connues sous les noms de *blende* et *calamine*, par MM. Stromeyer et Hermann, est un métal solide, presque aussi blanc que l'étain, susceptible de prendre un beau poli; sans saveur ni odeur; ductile et malléable; il tache les corps contre lesquels on le frotte; sa dureté est faible, puisqu'on le raie facilement et qu'il se laisse couper au couteau; à 16° $\frac{1}{2}$ centigrades, sa pesanteur spécifique est, lorsqu'il a été écroui, de 8,6944. Soumis à l'action du calorique, il est fusible et volatil: on ne l'a encore uni qu'avec le phosphore, le soufre, le chlore et l'iode; sa rareté fait qu'il est sans usages.

Des métaux de la quatrième section.

La quatrième section se divise en deux subdivisions. On renferme dans la première cinq métaux qui possèdent, outre les propriétés générales des autres corps métalliques de cette section (107 *bis*), la faculté de devenir acides en se combinant avec le gaz oxigène à leur *maximum*.

PREMIÈRE SUBDIVISION.

De l'arsenic.

Historique.

128. L'arsenic, à l'état de sulfure et d'oxide, paraît avoir été connu des anciens ; sa découverte, comme métal, ne date que de 1733 : c'est à Brandt qu'elle est due.

Propriétés physiques.

L'arsenic est solide, gris d'acier, cassant, et peut-être le plus fragile des métaux; brillant, d'un tissu lamelleux; frotté entre les doigts, il leur communique une odeur sensible : à froid, il est inodore et insipide; mais si on le chauffe, il répand une odeur d'ail très caractéristique : sa pesanteur spécifique est, selon Bergmann, de 8,308. Soumis à l'action du calorique, à 180° centigrades, il se sublime sans entrer en fusion, et cristallise sous la forme de tétraèdres ; si on augmente la température, il se sublime plus facilement : on ne parvient à le fondre qu'en le chauffant sous une pression plus forte que celle de l'atmosphère; alors on peut le couler en lingots.

L'arsenic, à la température ordinaire, n'éprouve aucune altération du contact de l'oxigène ou de l'air sec; mais s'ils sont humides, il se recouvre lentement d'une couche d'oxide noir et devient pulvérulent. A une chaleur plus élevée, il brûle dans le gaz oxigène en produisant une lumière bleuâtre : sa combustion est la même, à l'intensité près, dans l'air atmosphérique; mais alors il ne se dégage que très peu de lumière : dans les deux cas, il se transforme en deutoxide blanc, qui, si l'on opère dans des vaisseaux fer-

més, se sublime, et, dans le cas contraire, se volatilise en répandant des vapeurs très épaisses et blanchâtres, extrêmement dangereuses à respirer.

L'arsenic peut se combiner avec l'hydrogène, le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode, ainsi qu'à presque tous les métaux. Pulvérisé et mis avec de l'eau dans une soucoupe ou sur une assiette, il s'oxide en partie par l'oxigène de l'air que cette eau contient, ou qu'elle absorbe toujours quand elle n'en renferme pas, s'y dissout aussi en partie, et communique, par la vaporisation du liquide, la propriété à l'air environnant de tuer les mouches qui volent dans son atmosphère[1].

État naturel. L'arsenic est très abondamment répandu dans la nature; il accompagne constamment presque tous les métaux : quelquefois on le trouve formant des filons particuliers, surtout dans les montagnes primitives, quoique se rencontrant aussi dans celles de sédiment. Il existe dans les mines sous quatre états différents : à l'état natif, à l'état d'oxide, à l'état de sulfure et à l'état de combinaison avec les métaux constituant particulièrement des arseniates.

Extraction. L'arsenic que l'on trouve dans le commerce sous la forme de masses noirâtres, formées d'une grande quantité de cristaux dont la cassure présente de petites lames ou écailles, provient, pour la plus grande partie, des mines de cobalt arsenicales. C'est en le sublimant dans une cornue de grès, bouchée d'un liége légèrement troué, sous une cheminée tirant bien, qu'on le purifie du fer et des autres matières fixes qui

[1] M. Thénard pense que c'est parce qu'elles prennent de ce liquide quand l'arsenic y est dissous.

l'accompagnent : dans ce cas il se moule dans le col de la cornue, et jouit alors de tout son brillant métallique; les impuretés qu'il peut contenir restent au fond.

Usages. L'arsenic entre dans la composition d'un alliage propre à faire des miroirs de télescope : cet alliage est composé de cuivre, d'étain, de platine et d'arsenic.

Parmi les poisons les plus dangereux, on doit placer l'arsenic au premier rang.

Du molybdène.

Historique. 129. En 1778, Schéele fit l'analyse d'un minerai confondu avec d'autres sous le nom de *plumbago*, qu'il nomma *molybdène;* il obtint du soufre d'une part, et de l'autre une poudre blanche qu'il appela *acide du molybdène*. Bergmann, présumant, d'après les propriétés de cet acide, que ce devait être un oxide métallique, engagea Hielm à s'en occuper : celui-ci, en 1782, parvint à séparer le métal de cet acide.

Propriétés physiques. Le molybdène, jusqu'à présent, n'a pu être obtenu qu'en petits morceaux ou petits grains agglutinés, qui se brisent facilement sous le choc du marteau : sa pesanteur spécifique est de 7,400. Les chimistes ne sont point d'accord sur ses autres propriétés physiques.

Soumis à l'action du calorique, le molybdène résiste et reste presque infusible : il existe dans la nature à l'état de sulfure, et à l'état d'acide dans le molybdate de plomb; il s'unit au phosphore, au soufre, au chlore et à quelques métaux; du reste il est sans usages.

Du chrôme.

Historique. 130. Le chrôme, découvert en 1797 par M. Vauquelin, dans le chromate de plomb (plomb rouge de Sibérie), a reçu le nom qu'il porte de la propriété qu'il a de former des composés colorés avec presque tous les corps avec lesquels il peut s'unir.

Propriétés physiques. Le chrôme est solide, cassant, d'un blanc qui tient le milieu entre la couleur de l'étain et celle de l'acier, susceptible de prendre un beau poli : sa pesanteur spécifique est de 5,90. Suivant Richter, ce métal jouit de la propriété magnétique, mais à un moindre degré que les trois autres métaux qui la possèdent.

Soumis à l'action de la chaleur, il est, comme le molybdène, presque infusible : à la température ordinaire, il n'a point d'action sur le gaz oxigène ou sur l'air, que d'ailleurs ils soient secs ou humides; mais à la chaleur rouge, il s'y unit et forme un oxide vert. On peut le combiner avec le soufre, le phosphore et le chlore, et avec plusieurs métaux : jusqu'à présent on n'a pu l'unir aux acides.

Extraction. C'est de l'oxide de chrôme qu'on l'extrait, en calcinant à une très haute chaleur cet oxide avec le charbon; du reste il est sans usages et difficile à traiter.

Du tungstène.

Historique. 131. Le tungstène a été découvert par les frères d'Elhuyart, Espagnols, dans un minerai appelé *tungsten* ou *pierre pesante*, dans lequel Schéele avait, en 1781, reconnu la présence d'un acide. Ce métal, que

M. Berzélius désigne par le nom de *wolfram*, est très dur, blanc-grisâtre, brillant, cassant, à peine attaquable par la lime, et presque aussi difficile à fondre que le molybdène : sa pesanteur spécifique, d'après MM. d'Elhuyart, est de 17,6.

Le tungstène peut, à la chaleur élevée, s'unir à l'oxigène ou à celui de l'air atmosphérique; on ne l'a encore combiné qu'avec peu de corps combustibles : il existe dans la nature à l'état d'acide dans le tungstate de fer et dans celui de chaux. Ce métal est sans usages.

Du columbium.

132. Le columbium, découvert par M. Hatchett en 1801, dans un minéral venant d'Amérique, et trouvé quelque temps après en Suède, où il fut connu sous le nom de *tantale*, est un métal assez dur pour rayer le verre; frotté sur une pierre, il prend un éclat métallique avec l'apparence du fer; réduit en poudre, il devient terne et très brun. Le plus violent feu de forge ne fait que l'agglutiner en masse poreuse dont il est difficile de déterminer la pesanteur spécifique; à la chaleur rouge, ayant le contact de l'air, il brûle faiblement en absorbant quelques centièmes d'oxigène, et se convertit en une poudre blanche-grisâtre. Il peut former un acide faible appelé *acide columbique :* on ne l'a point uni aux corps simples non métalliques, et l'on présume qu'il est susceptible de s'allier avec plusieurs métaux. Historique.

Le columbium est inattaquable par les acides, même par *l'eau régale* ou *l'acide hydro-chloro-nitrique.*

C'est en décomposant, à une très haute tempéra-

ture, l'acide columbique par le charbon, qu'on se procure le columbium, qui est un corps sans usages.

DEUXIÈME SUBDIVISION.

De l'antimoine.

Historique.

133. Quoique les anciens paraissent avoir eu connaissance de l'antimoine à l'état d'oxide, on ne trouve, pour la première fois, la description de ce corps comme métal, que dans un ouvrage de Bazile Valentin, intitulé *Currus triumphalis antimonii*, qui parut à la fin du quinzième siècle. Ce corps a été l'objet de très grands travaux; presque tous les alchimistes et chimistes s'en sont occupés. Il était connu autrefois sous les noms de *régule d'antimoine*, *stibium*; son sulfure s'appelait *antimoine crû*. Beaucoup de médecins l'ont prôné comme un spécifique infaillible pour toutes les maladies, tandis que d'autres l'ont décrié comme un poison des plus violents, qu'il était important de rayer de la liste des médicaments.

Propriétés physiques.

L'antimoine est solide, cassant, blanc-bleuâtre, brillant; sa texture est lamelleuse et formée de lames qui ont souvent l'apparence de cristaux imparfaits et qui se croisent dans tous les sens : d'après M. Haüy, la forme primitive de ses cristaux est un octaèdre, et celle de sa molécule intégrante est un tétraèdre. Ce métal est sapide et odorant, surtout lorsqu'on l'échauffe légèrement en le frottant entre les doigts. Sa pesanteur spécifique est de 6,7021.

Propriétés chimiques.

Soumis à l'action du calorique, l'antimoine fond à 432° centigrades; fondu et refroidi lentement, il cristallise et prend la forme de cristaux oblongs, perpendicu-

laires à la surface intérieure du vaisseau dans lequel il refroidit, et forme un culot qui présente à sa surface, comme tous les pains d'antimoine du commerce, une cristallisation qui a été comparée, pour la forme, aux feuilles de fougère. D'après M. Thompson, l'antimoine est volatil : M. Thénard, ayant chauffé ce métal dans une cornue de grès dont le col était muni d'un tube pour prévenir l'accès de l'air, dans un fourneau à réverbère, dont le feu était augmenté par un long tuyau de poêle placé sur le fourneau, a remarqué qu'après deux heures de feu, on ne trouvait tout au plus que quelques grains d'antimoine attachés à la voûte de la cornue.

L'oxigène et l'air secs n'ont point d'action, à la température ordinaire, sur l'antimoine, et même n'en ont qu'une faible lorsqu'ils sont humides; dans ce cas il perd son éclat métallique : porté jusqu'à la chaleur rouge, l'antimoine absorbe promptement l'oxigène et se transforme en un oxide blanc volatil, connu autrefois sous le nom de *fleurs argentines d'antimoine*. Si, lorsqu'il est chauffé au blanc dans un creuset, on le projette dans l'air, il s'y divise en une foule de petits globules qui brûlent rapidement et se convertissent en ce même oxide blanc, dont une petite portion se volatilise.

L'hydrogène, le bore et le carbone sont les seuls corps combustibles que l'on ne soit pas parvenu à unir avec l'antimoine, qui d'ailleurs se combine avec presque tous les métaux.

État naturel.

L'antimoine se rencontre dans les mines sous trois états différents : à l'état natif, à l'état d'oxide et à l'état de sulfure. Elles existent presque toujours en filons dans les montagnes primitives et dans celles de trans-

ition. La plus abondante, la seule qu'on exploite, est celle du sulfure de ce métal.

Extraction. C'est en séparant par la chaleur le sulfure d'antimoine de sa gangue et en le faisant fondre ensuite, qu'on l'obtient en masses aiguillées; puis après, ce sulfure étant concassé et soumis, sur le sol d'un fourneau à réverbère, à l'action de l'air et d'une douce chaleur long-temps continuée, se transforme d'une part en gaz acide sulfureux qui se dégage, et de l'autre en une poussière d'un gris blanchâtre qui n'est presque formée que d'oxide sulfuré. Cet oxide, mêlé et calciné avec la moitié de son poids de tartre, dans des creusets placés au milieu d'un fourneau de fusion, se réduit en culot. En recherchant ce qui se passe dans l'opération, on remarque que l'hydrogène et le carbone de l'acide du tartre ont dû revivifier la majeure partie de l'oxide d'antimoine, tandis que la potasse de ce sel, le soufre de l'oxide sulfuré et une portion de l'oxide non décomposé, ont formé des scories qui ont recouvert le métal, et par là se sont opposés à son oxidation et par suite à sa volatilisation.

Maintenant on commence dans les arts à se servir de la fonte de fer en grenaille pour décomposer, par la chaleur, le sulfure d'antimoine.

Dans les laboratoires on fait ordinairement un mélange intime de trois parties de sulfure d'antimoine, deux de tartre et une de nitre; on projette le tout, par cuillerées, dans un creuset chaud, qu'on soumet ensuite pendant environ $\frac{3}{4}$ d'heure à l'action du feu, dans un bon fourneau à réverbère. Le métal, sous la forme d'un culot, se trouve au fond du creuset et est recouvert par les scories produites pendant l'opération.

Combiné avec quatre fois son poids de plomb, l'antimoine forme l'alliage des caractères d'imprimerie. Autrefois on se servait de ce métal comme purgatif et vomitif; on l'employait sous la forme de petites balles qu'on rendait comme on les avait prises : elles étaient connues sous le nom de *pilules perpétuelles*. A l'état d'oxides et à l'état de sels, l'antimoine nous offre plusieurs médicaments très énergiques. Usages.

De l'urane.

134. L'urane, découvert en Saxe par Klaproth en 1809, dans un fossile appelé *pechblende*, est solide, gris d'acier, très brillant, assez mou pour céder à la lime, et même pour être entamé par le couteau : on n'a pu encore l'obtenir bien fondu; d'où il résulte que l'on ne connaît pas bien sa pesanteur spécifique, qui, selon Klaproth, est de 8,7, et de 9,000 suivant Bucholz. Historique.

A la température ordinaire, l'air et le gaz oxigène n'ont point d'action sur l'urane; à une chaleur élevée, ce métal peut s'y unir et se transformer en un oxide brun. On ne l'a point encore combiné avec les corps simples combustibles.

C'est en calcinant avec du charbon les oxides d'urane qu'on rencontre dans la nature, et toujours en petite quantité, qu'on l'extrait; du reste c'est un métal sans usages.

Du cérium.

135. Le cérium, découvert en 1804 par MM. Berzélius et Hisinger dans le silicate de cérium ou cérite, est Historique.

un métal solide, très cassant, lamelleux, blanc-grisâtre : sa pesanteur spécifique est inconnue ; ce qui paraît dépendre de ce qu'on n'a pu l'obtenir fondu en culot. Chauffé à l'air libre jusqu'au rouge, il forme un oxide blanc : le chlore, le soufre et quelques métaux sont les seuls corps que l'on ait unis avec le cérium.

C'est en décomposant, à une température élevée, l'oxide de sérium par le charbon qu'on extrait ce métal, qui n'a point d'usages.

Du cobalt.

Historique. 136. En 1733, Brandt ayant examiné un minéral gris et très pesant dont on se servait depuis le quinzième siècle pour colorer le verre en bleu, y découvrit un nouveau métal auquel il donna le nom de *cobalt*. Ce corps est solide, dur et cassant, d'un gris un peu rosé, sans éclat, d'un grain fin et serré ; on ne l'a point obtenu cristallisé : sa pesanteur spécifique est de 8,5384.

Propriétés. Le cobalt est magnétique, mais moins que le fer ; soumis à l'action du calorique, il entre en fusion à 130° du pyromètre de Wedgwood. Il n'est point volatil, et ce n'est qu'à une température élevée qu'il s'unit avec l'oxigène : il peut se combiner avec le soufre, le phosphore, le chlore et avec plusieurs métaux.

État naturel. Les mines de cobalt se rencontrent dans les montagnes primitives, dans celles de transition, ainsi que dans celles de sédiment : elles sont peu abondantes et existent en Norwège, en Suède, en Allemagne, en Hongrie, etc. Le cobalt s'y trouve à l'état d'oxide,

à l'état de sulfure et à celui de sel, sulfate et arséniate.

C'est en décomposant l'oxide de cobalt par le charbon, à une température très élevée, qu'on se procure ce métal, qui du reste est sans usages. Extraction.

Du titane.

137. Le titane a été découvert en 1791 par M. Grégor, dans un sable noir qui se trouve dans la vallée de Menachan, dans la province de Cornouailles, et fut nommé par lui *menachine*. Klaproth, en 1795, ayant trouvé le même métal dans l'analyse qu'il fit du minéral connu sous le nom de *schorl rouge*, l'appela *titane;* nom que ce métal porte aujourd'hui. Le titane est presque infusible; on ne l'a encore obtenu qu'en très petite quantité sous la forme de pellicules friables, d'un rouge assez vif, plus foncé que celui du cuivre. Il n'a encore été combiné qu'avec quelques corps combustibles métalliques, et est inattaquable par les acides. Historique.

Le titane à l'état d'oxide, combiné avec la silice et la chaux ou l'oxide de fer, se rencontre dans les montagnes primitives, dans les Alpes, les Pyrénées, la Bretagne, l'Angleterre, etc. C'est en décomposant son oxide, à une très haute température, par le charbon, qu'on obtient ce métal qui est sans usages. État naturel.

Du bismuth.

138. On regardait déjà en 1529 le bismuth comme un métal particulier : il en est fait mention dans le Historique.

traité d'Agricola, qui parut à cette époque. Il était connu autrefois sous le nom d'*étain de glace*.

Propriétés physiques.

Le bismuth est solide, blanc jaunâtre, sans saveur ni odeur, très cassant et facile à réduire en poudre; son tissu est lamelleux. Il cristallise très régulièrement et très facilement en cubes. Sa forme primitive, selon Haüy, est l'octaèdre, ou deux pyramides à quatre côtés appliquées base à base. Sa densité est de 9,822.

Soumis à l'action de la chaleur, il fond à 247° centigrades, et, selon M. Thompson, si on augmente la température, il se volatilise et peut être distillé en vaisseaux clos : mais, suivant M. Thénard, ce métal, chauffé fortement dans une cornue de grès, reste fixe, et l'on n'en trouve point dans le col après l'opération.

Lorsque le bismuth est bien pur, si on le fait fondre, et qu'après qu'il est fondu on perce, avant son entier refroidissement, la croûte qui se forme à sa surface et qu'on fasse écouler les parties encore liquides, on le trouve cristallisé en parallélipipèdes qui se croisent à angles droits. Cette belle cristallisation est souvent irisée.

L'air et l'oxigène n'ont d'action sur le bismuth, à la température ordinaire, que lorsqu'ils sont humides; alors ils le ternissent; il s'y unit à la chaleur élevée et forme un oxide gris jaunâtre, très fusible, en produisant un dégagement de lumière et de calorique; cet oxide se volatilise en répandant des vapeurs très épaisses.

On n'a encore uni le bismuth qu'avec cinq corps simples non métalliques, qui sont le phosphore, le

soufre, le sélénium, le chlore et l'iode. Il peut s'allier avec la plupart des métaux.

C'est dans les rochers des terrains primitifs qu'on rencontre le bismuth en filons, ordinairement accompagné de mines de cobalt; il s'y trouve à l'état natif, à celui d'oxide, et combiné avec l'arsenic à l'état de sulfure; ses mines existent en France, dans les Pyrénées et dans la Bretagne, en Saxe, en Suède, etc. État naturel.

C'est en concassant la mine de bismuth et en la chauffant dans des creusets qu'on se procure ordinairement ce métal; il entre en fusion et se rassemble au fond des vases. On doit le tenir quelque temps en cet état pour volatiliser la majeure partie de l'arsenic qui l'accompagne presque toujours. On reconnaît que le bismuth est pur quand il se dissout complétement dans l'acide nitrique; s'il contient de l'arsenic, il se précipite alors sous la forme d'arséniate de bismuth. Extraction.

On ne l'emploie que pour faire le sous-nitrate de bismuth ou *blanc de fard*. Usages.

Du cuivre.

139. Dans les temps les plus reculés, et avant que l'art de travailler le fer eût été inventé, on se servait du cuivre pour faire tous les ustensiles de la vie domestique et pour fabriquer tous les instruments de guerre. C'est, après l'or et l'argent, le métal qui paraît avoir été le plus anciennement connu. Son nom vient du mot *cyprius*, qui signifie en latin de l'île de Chypre, là où les Grecs ont commencé, pour la première fois, à le travailler en grand. Jadis

il était connu par les anciens chimistes sous le nom de Vénus, en latin *Cypris*, parce qu'elle était adorée dans cette île.

Propriétés physiques.

Le cuivre est solide, très ductile et malléable, d'un rouge jaunâtre et très brillant; sa saveur a quelque chose de nauséabonde : frotté entre les mains et échauffé légèrement, il acquiert une odeur désagréable particulière. C'est le plus sonore des métaux, et, après le fer, il en est le plus tenace; sa dureté est plus grande que celle de l'argent : sa pesanteur spécifique, lorsqu'il est fondu, est, suivant M. Hatchett, de 8,895.

Propriétés chimiques.

Soumis à l'action du calorique, le cuivre fond à une température exprimée par le 27° du pyromètre de Wedgewood, environ 788° centigrades; selon M. Thénard, il n'est point volatil; et, d'après M. Thompson, si on le soumet à une chaleur plus élevée que celle nécessaire à sa fusion, il se réduit en vapeurs visibles. Lorsqu'il est fondu, sa surface paraît d'un vert bleuâtre; en refroidissant lentement, il prend la forme cristalline de pyramides quadrangulaires, sans cristalliser parfaitement.

L'air et le gaz oxigène secs sont sans action sur le cuivre à la température ordinaire; mais, lorsqu'ils sont humides, ce métal se recouvre d'une couche d'oxide vert, qui, si l'on opère à l'air libre, par le renouvellement non interrompu des points de contact de ce fluide, se change, comme nous l'avons vu (117), en sous-carbonate de cuivre. Son oxidation, à l'aide du calorique, s'opère avant le degré de la chaleur rouge : l'oxide qui se forme dans ce cas est brun.

Soumis, ayant le contact de l'air, à la température produite par un courant d'un mélange comprimé d'oxigène et d'hydrogène enflammé à la sortie du chalumeau, le cuivre brûle avec une très belle flamme verte, en produisant une lumière éblouissante.

Ce métal peut s'unir avec le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode : il peut former des alliages avec la plupart des métaux.

État naturel. Le cuivre se rencontre en filons et en couches dans presque tous les terrains, mais particulièrement dans les formations primitives; il y existe sous une grande variété d'états, 1° à l'état natif, souvent cristallisé en cubes, en octaèdres, etc.; 2° à l'état d'oxides; 3° à l'état de sulfure; 4° à l'état de sel (sulfate, carbonate, arséniate).

Les mines de cuivre se rencontrent en Sibérie, en Suède, en Allemagne, en Angleterre, en France, etc. Aussi est-ce un des métaux le plus abondamment répandus dans la nature.

Extraction. C'est en fondant le cuivre natif, en calcinant avec du charbon l'oxide et le carbonate, en grillant le sulfure, pour en séparer le soufre et en oxider le métal, qui ensuite est traité par le charbon comme l'autre oxide, qu'on se procure tout le cuivre dont on a besoin dans les arts.

Usages. Les usages du cuivre, comme ceux du fer, sont extrêmement multipliés; leur description demanderait des pages : nous ne citerons que les principaux. Il entre souvent pour le $\frac{1}{10}$ dans tous les vases, instruments, bijoux, monnaie, etc., d'or et d'argent, qui lui doivent leur dureté; il forme la monnaie de

billon, l'alliage des cloches et des canons, nos bronzes, le laiton ou cuivre jaune, les lames dont on double les navires, etc. Ses sels et ses oxides sont employés en pharmacie.

Du tellure.

Historique et propriétés.

140. Le tellure, découvert en 1782 par M. Muller de Reichenstein dans un minéral provenant de la mine d'or de Mariahilf, dans le mont Fatzbay en Transylvanie, est un métal d'un blanc bleuâtre, tirant sur la couleur du plomb, brillant, très cassant, facile à réduire en poudre, d'un tissu lamelleux, et dont la pesanteur spécifique, d'après Klaproth, est de 6,115. C'est, après le mercure et l'arsenic, le métal le plus volatil. Il fond à une chaleur un peu plus élevée que celle nécessaire à la fusion du plomb; au-dessus, il se volatilise et peut être distillé. Il forme, par sa combinaison avec l'oxigène, un oxide; il s'unit avec l'hydrogène, le phosphore, le soufre, le chlore, l'iode, le sélénium et la plupart des métaux.

Ce corps est très rare et sans usages.

Du nickel.

Historique.

141. Cronstedt, ayant découvert un métal nouveau dans un minéral pesant, d'un brun rougeâtre, répandu dans diverses contrées de l'Allemagne, et connu par les mineurs sous le nom de *kupfernickel*, mot qui signifie faux cuivre, lui donna le nom de *nickel*, et publia en Suède ses expériences en 1751 et 1754.

Propriétés.

Le nickel est solide, un peu moins blanc que l'ar-

gent, ductile et malléable; lorsqu'on le frotte sur la surface polie d'une pierre, il y laisse une trace blanche, comme ce métal. Sa pesanteur spécifique est, lorsqu'il a été forgé, de 8,666, et de 8,279 lorsqu'il n'a été que fondu. Il est magnétique, mais moins que le fer; soumis à l'action de la chaleur, il n'entre en fusion qu'à 160° du pyromètre de Wedgewood: on ne l'a point encore obtenu cristallisé; il n'est point altéré par le contact de l'air, ni par celui de l'eau. Avec l'oxigène, il forme, à une température rouge, un oxide vert. Il peut être combiné avec les mêmes corps simples que ceux qui s'unissent au tellure.

Les mines de nickel sont assez rares; elles se rencontrent en Saxe, en Bohême, etc., dans les terrains primitifs et dans ceux de sédiment. Le nickel y existe à l'état d'oxide et combiné avec l'arsenic, le cobalt, l'antimoine, le soufre, etc.

C'est en décomposant à l'aide de la chaleur l'oxide de nickel par le charbon qu'on se procure le métal.

Ce corps est resté sans usages à cause de la difficulté de sa fusion et de sa purification.

Du plomb.

142. Le plomb, connu de toute antiquité, est solide, blanc bleuâtre, brillant, assez mou pour être entamé par le couteau, presque sans saveur, susceptible d'émettre une odeur qui lui est particulière, surtout lorsqu'on l'échauffe en le frottant entre les mains; il peut servir de crayon pour tracer des caractères sur le papier; il est ductile et malléable et a peu de ténacité; sa pesanteur spécifique est de 11,3523. Propriétés physiques.

Propriétés chimiques.

Le plomb fond à 322° centigrades, et, selon M. Thompson, à une chaleur plus élevée, il bout et se volatilise; cependant M. Thénard dit qu'il n'est pas sensiblement volatil. Lorsqu'il est fondu, si on le laisse refroidir lentement, il cristallise en pyramides quadrangulaires.

L'oxigène et l'air secs ne paraissent pas avoir d'action sur le plomb à la température ordinaire, mais pour peu qu'ils soient humides, ce métal se recouvre d'une couche d'oxide d'un gris sale; si l'air peut se renouveler, cet oxide en absorbe l'acide carbonique et forme un sous-carbonate qui est blanc (117). La croûte, formée soit par le sous-carbonate, soit par l'oxide, enveloppe le métal et le préserve pendant bien long-temps de l'action des deux gaz précités.

Le calorique favorise beaucoup l'oxidation du plomb, aussi voit-on sa surface se recouvrir d'un oxide terne aussitôt qu'il commence à entrer en fusion; si on continue à le chauffer, avec le contact de l'air, jusqu'au rouge obscur, et qu'on rassemble l'oxide sur les bords de la fonte, on finit par le transformer entièrement en oxide jaune.

On peut combiner le plomb avec le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore et l'iode; il forme des alliages avec la plupart des métaux.

État naturel, et extraction.

Le plomb existe abondamment répandu dans la nature; on rencontre ses mines dans presque toutes les parties de la surface du globe; elles y sont en couches, mais plus ordinairement en filons, et se trouvent dans les terrains de formations primitives, dans ceux de transition et dans les montagnes stratiformes. Ce métal affecte trois états: 1° celui d'oxide, *plomb*

jaune, *minium natif;* 2° l'état de sulfure, *galène*, etc.; 3° l'état de sel, *carbonate*, *phosphate*, *chromate*, *sulfate arséniate*, etc.

C'est en bocardant et lavant le minerai connu sous le nom de galène, qu'on sépare le sulfure de plomb de sa gangue; ensuite on grille ce sulfure pour en ôter la plus grande partie du soufre, puis après on le traite dans un fourneau à réverbère par de la fonte en grenaille qui s'unit au soufre et met le plomb en liberté, etc.

Tout le monde connaît les usages du plomb comme métal: outre l'emploi considérable qu'on en fait pour couvrir les édifices, pour faire les bassins, des conduits, des gouttières, etc., on le combine avec l'étain pour faire la soudure des plombiers, avec l'antimoine pour faire les caractères d'imprimerie; ses oxides et ses sels sont employés dans la pharmacie et dans les arts. Usages.

Des métaux de la cinquième section.

Cette section ne renferme que deux métaux qui ne décomposent l'eau ni à froid ni à chaud, et qui n'absorbent le gaz oxigène qu'à un certain degré de chaleur passé lequel ils s'en séparent.

Du mercure.

143. Le mercure, connu dans les temps les plus reculés, semble avoir servi aux anciens à appliquer l'or sur les autres corps et à l'en séparer. C'est aussi l'un des métaux sur lesquels les alchimistes ont porté le plus Historique.

Propriétés physiques.

leur attention. Le mercure, à la température ordinaire, est liquide, blanc un peu bleuâtre, insipide, inodore; il réfléchit parfaitement la lumière et peut servir de miroir; c'est le seul de tous les liquides qui ne mouille pas les corps; sa pesanteur spécifique est de 13,568, et la dilatation de son volume à 0, est, d'après MM. Petit et Dulong, entre le terme de la glace fondante et celui de l'eau bouillante de $\frac{100}{5550}$.

Propriétés chimiques.

Le mercure entre en ébullition à 350° centigrades, et se réduit en vapeurs invisibles, et, par conséquent, peut être distillé à cette température. Soumis à un froid de 39° 44 centigrades — 0, il cristallise en octaèdres. La connaissance de cette propriété est due au hasard. Le professeur Braun, dans l'hiver de 1759, par un temps rigoureux, voulant connaître le degré qu'indiquait un thermomètre qu'il avait placé dans un mélange de neige et de sel, observa que le mercure s'était abaissé considérablement et qu'il restait stationnaire, même après avoir retiré l'instrument du mélange; il cassa alors la boule du thermomètre, et trouva le métal qui s'était pris en une masse solide.

Le mercure ainsi solidifié est malléable, car il se laisse aplatir sous le marteau sans se rompre, et lorsque, dans cet état, on l'applique sur la peau, il la cautérise d'une manière analogue à la brûlure.

L'air et l'oxigène secs n'ont point d'action sur le mercure à la chaleur de l'atmosphère; il ne paraît pas qu'ils en aient une lorsqu'ils sont humides, ou du moins ce n'est qu'après un laps de temps considérable.

Le mercure ne peut s'unir à une chaleur très élevée avec le gaz oxigène; on remarque que c'est vers le

terme de son ébullition qu'il peut l'absorber peu à peu; alors il se recouvre de petites particules d'oxide rouge.

Il peut se combiner avec le soufre, le sélénium, le chlore, l'iode, et plus difficilement avec le phosphore.

Les alliages qu'il forme avec les métaux sont en assez grand nombre; ils prennent le nom d'*amalgames*. État naturel, et extraction.

Les mines de mercure existent dans les montagnes de formations primitives, et dans la formation stratiforme (houilleuse indépendante); le mercure s'y trouve 1° à l'état natif, disséminé en petits globules à travers différentes espèces de pierres d'argiles, de mines, quelquefois il coule au milieu des fentes des rochers et se rassemble souvent dans leurs cavités; 2° à l'état de sulfure, tantôt en filons, tantôt en grains et souvent cristallisé; 3° à l'état de chlorure ordinairement cristallisé en prismes tétraèdres, terminés par des sommets rhomboïdaux à quatre faces. Ces cristaux sont très petits. De toutes ces mines la plus abondante est celle qui renferme le sulfure de mercure.

On trouve le mercure en Espagne, en Allemagne et dans la Hongrie. Il se rencontre aussi à la Chine et dans l'Amérique méridionale. Les mines les plus riches sont celles d'Idria, d'Almaden, en Espagne, ce sont les mêmes qui furent exploitées par les Romains.

C'est en distillant le mercure natif ou le sulfure de mercure avec de la craie (sous-carbonate de chaux), qu'on retire, en général, le mercure de ses mines. Extraction.

Le mercure sert dans l'exploitation des mines d'or et d'argent; allié à l'étain il forme le tain des glaces; Usages.

il sert au doreur ; il fournit dans les laboratoires le bain appelé *cuve hydrargyro-pneumatique*, sur lequel on fait la majeure partie des opérations sur les gaz ; il est employé pour la construction des baromètres et thermomètres ; son sulfure, connu sous le nom de *vermillon*, est utile en peinture ; enfin, lui, ses oxides et ses sels sont employés dans la pharmacie, et c'est par son secours que l'on parvient à guérir les maladies les plus affreuses pour l'humanité.

De l'osmium.

Historique. 144. L'osmium, découvert par M. Tenant en 1803, est un métal solide, noir ou bleu : comme il n'a encore été obtenu que sous la forme de poudre, ses propriétés physiques ne sont pas bien connues.

Propriétés. Soumis à l'action du calorique, en vase clos, il ne paraît pas volatil ; mais si on le chauffe ayant le contact de l'air, il se transforme en oxide, qui se volatilise en répandant une odeur *sui generis*.

On n'a jusqu'à présent trouvé l'osmium que dans le platine brut et combiné avec l'iridium.

Il est très rare et sans usages.

Des métaux de la sixième section.

Les corps de cette section ne décomposent l'eau à aucune température, et n'absorbent le gaz oxigène ni à froid ni à l'aide de la chaleur : tous leurs oxides se réduisent par l'action du calorique.

De l'argent.

145. L'argent semble avoir été connu, à peu près comme l'or, dans les siècles les plus reculés : les alchimistes l'ont souvent désigné par les noms de *Diane* et de *lune*. Historique.

L'argent est solide, blanc, très brillant, sonore, tenace, très malléable ; il ne le cède qu'à l'or en malléabilité : on peut le réduire en feuilles d'environ $0^{m}0025$ d'épaisseur, que le moindre souffle peut enlever. Il est aussi très ductile, et on peut le tirer en fils plus fins que des cheveux. Il est inodore, insipide, et jouit au plus haut degré de l'éclat métallique. Sa pesanteur spécifique est de 10,4743. Propriétés physiques.

Il entre en fusion un peu au-dessus de la chaleur rouge exprimée par le 22° du pyromètre de Wedgewood ou 538° centigrades. Si alors on augmente la chaleur, il bouillonne et se réduit en vapeurs visibles ; en refroidissant lentement, il cristallise en pyramides quadrangulaires. Propriétés chimiques.

Si, après avoir placé de l'argent dans une petite cavité pratiquée dans un charbon, on enflamme les parois de cette cavité, et qu'aussitôt on dirige dessus un courant d'oxigène, on voit le métal fondre, ensuite brûler avec une flamme jaune et bientôt se vaporiser (Vauquelin). L'oxigène et l'air, secs ou humides, n'ont point d'action sur l'argent à aucune température ; seulement ce métal, ayant leur contact, peut se changer en oxide olivâtre par une forte décharge électrique.

D'après des expériences faites par M. Samuel Lu-

cas, reprises et variées par M. Chevillot, il semblerait que l'argent en fusion absorberait, contre l'opinion reçue jusqu'à présent, le gaz oxigène, et qu'aussitôt qu'il se refroidirait, il le laisserait dégager.

L'argent s'unit facilement au phosphore, au soufre, au sélénium, au chlore, à l'iode et à la majeure partie des métaux.

État naturel. Les mines d'argent, ainsi que celles d'or, se rencontrent plus abondamment dans les régions des tropiques que dans les autres parties de la surface du globe. L'argent existe ordinairement dans les terrains des formations primitives les plus récentes, et la plupart de ses espèces n'ont été trouvées qu'en filons. Il se trouve sous cinq principaux états : à l'état natif, à l'état d'alliage, à l'état d'oxide, à l'état de sulfure et à celui de sels (chlorure, carbonate et arséniate).

L'argent natif forme la partie principale de quelques-unes des mines de ce métal les plus riches de la terre : on le rencontre souvent cristallisé en cubes, en hexaèdres, en octaèdres, etc.; quelquefois en feuilles, en fils tellement entrelacés qu'il ressemble à des végétations, on le connaît alors sous le nom de *dendrites;* d'autres fois il est en masses : on en cite une du poids de 10 myriagrammes, et une autre du poids de plus de 1000 myriagrammes, trouvées dans les mines de Konsberg et de Schnéeberg en Misnie.

Les mines d'argent se trouvent en Sibérie, en Norwège, en Allemagne, en Hongrie, en Espagne, en France, et surtout dans l'Amérique méridionale.

Extraction. 145 *bis*. Pour extraire l'argent, les procédés va-

rient en raison de la richesse et de la composition des mines, ainsi que des lieux où elles se rencontrent. On peut dire en général qu'ils se réunissent à deux principaux moyens : 1° à ramener le métal à l'état métallique et ensuite à l'unir, soit au mercure, soit au plomb; 2° à le séparer du premier par la distillation, et du deuxième par la coupelle.

La coupelle est un vase d'une forme plus ou moins grande, tantôt ronde, tantôt oblongue, composée d'os calcinés au blanc, pilés, tamisés et lavés, que l'on place dans un trou pratiqué au milieu de l'aire d'un fourneau à réverbère, de manière à ce que ses bords soient de niveau avec la surface de l'aire. Lorsque l'on veut s'en servir, on la remplit de plomb allié à l'argent, et l'on chauffe fortement le fourneau. Le plomb, à une haute température, s'oxide, et par là devenant plus léger que l'argent, s'en sépare et vient recouvrir le bain. Alors, au moyen d'un fort soufflet, on le fait écouler, par une rigole pratiquée dans l'aire du fourneau, dans un bassin de réception, où, en refroidissant, il cristallise sous la forme de petites paillettes, connues dans le commerce sous le nom de *litharge* (protoxide de plomb). Au fur et à mesure que le plomb s'oxide, on le remplace par de nouvelles portions d'alliage, de telle sorte qu'au bout d'un certain temps la coupelle se trouve remplie d'argent. Lorsqu'elle en est pleine, la surface du bain ne contient plus d'oxide et se montre extrêmement brillante. On en retire alors le métal au moyen de ringards froids auxquels il s'attache, et que l'on plonge dans l'eau successivement jusqu'à ce que tout l'argent soit retiré.

C'est ainsi que l'on extrait l'argent du plomb prove-

nant de la galène à moyennes et à petites facettes (sulfure de plomb).

Usages. Tout le monde connaît les nombreux usages de l'argent : on en fait des monnaies, des ustensiles, des vases, des ornements, etc. Tous ces objets doivent leur solidité à un peu de cuivre allié à l'argent dont ils sont faits.

Du palladium.

146. Le palladium, découvert en 1803 dans la mine de platine par le docteur Wollaston, est un métal blanc, brillant, d'un tissu fibreux, sonore, malléable, dont la pesanteur spécifique est de 11,3 à 11,8.

L'air et l'oxigène, à la température ordinaire, n'ont point d'action sur lui : on ne peut le fondre que par le feu d'un mélange comprimé d'oxigène et d'hydrogène. M. Vauquelin est parvenu à le faire entrer en fusion dans une petite cavité pratiquée dans un charbon allumé, par un jet d'oxigène : il a remarqué qu'en continuant de le chauffer ce métal brûlait en produisant des étincelles sous la forme d'aigrettes éclatantes.

Par le moyen du nitre et de la potasse caustique, le palladium peut s'unir à l'oxigène : on peut le combiner facilement avec le soufre, et il forme des alliages avec plusieurs métaux.

Sa rareté fait qu'il n'a point d'usages.

Du rhodium.

147. Le rhodium, découvert dans la mine de platine, en 1804, par M. Wollaston, est un métal so-

lide, blanc, grisâtre, cassant; sa pesanteur spécifique est de 11,000; il est sans usages.

Du platine.

148. Le platine paraît avoir été découvert par M. Vood, essayeur à la Jamaïque, en 1741[1]; mais c'est M. Antonio de Ulloa qui, en 1748, en a donné le premier la description. Ce métal est solide, presque aussi blanc que l'argent, très brillant, tenace, très ductile et très malléable; assez mou lorsqu'il est pur pour se laisser couper avec des ciseaux; mais uni avec une petite quantité d'un autre métal, il devient de suite très dur. Sa pesanteur est de 20,98 quand il n'a pas été forgé, et de 21,53 lorsqu'il a été écroui.

Tandis que le platine pur est presque infusible, et résiste à l'action de nos plus violents feux de forge, on remarque au contraire qu'il se laisse fondre facilement lorsqu'il est à l'état d'alliage.

On peut, comme Lavoisier l'a fait le premier, faire entrer en fusion de petites portions de platine placées dans un charbon rouge de feu, en dirigeant dessus un courant de gaz oxigène.

L'air et l'eau n'ont point d'action sur le platine; ce métal ne s'oxide dans l'atmosphère que par une forte décharge électrique.

On peut unir le platine avec le bore, le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore, l'iode, et le combiner avec beaucoup de métaux.

[1] Cortinovis a prétendu, en 1790, que le platine était l'*electrum* des anciens, métal très précieux dont parle Claudien, l. 1, v. 164 :

> Atria cinxit ebur, trabibus solidatur ahenis
> Culmen, et in celsas surgunt *electra* columnas.

Un fil de $\frac{1}{60}$ de pouce de diamètre devient incandescent si, après l'avoir chauffé presque jusqu'au rouge, on le plonge dans un vase, contenant de l'éther, ayant le contact de l'air un peu au-dessus de la surface du liquide.

État naturel. Jusqu'à présent on ne connaît point de mines de platine; ce métal n'a encore été rencontré que sous la forme de petites écailles ou en grains dans les sables de la rivière Pinto, au Choco, à Popayan, au Pérou, à Quito, et près de Carthagène, dans l'Amérique méridionale, etc. Cependant, M. Vauquelin a reconnu sa présence dans les mines d'argent de Guadalcanal en Espagne, où il y entre pour $\frac{1}{10}$.

Extraction. C'est du platine brut qui nous vient d'Amérique, sous la forme de petits grains, ayant l'éclat de l'argent, qu'on l'extrait. Dans cet état, il se trouve naturellement combiné avec du fer, du cuivre, du plomb, du palladium, du rhodium, du mercure, de l'osmium, etc., dont il faut le séparer. A cet effet, on fait dissoudre ces petits grains dans un mélange de 1 partie d'acide nitrique, et de 3 parties d'acide hydro-chlorique, qui forme l'*eau régale;* on décante et l'on ajoute de nouvelle eau régale, en chauffant aussi peu que possible, jusqu'à ce qu'elle n'ait presque plus d'action sur le résidu qui se présente sous l'apparence d'une matière noire; réunissant ensuite toute la dissolution, on y verse une solution d'hydro-chlorate d'ammoniaque, qui se combine avec le sel de platine contenu dans la liqueur, et forme de l'hydro-chlorate ammoniaco de platine qui se précipite ayant une couleur jaune orangé. Ce précipité, lavé, séché et chauffé progressivement jusqu'au rouge, laisse dans le creu-

set une poudre qui est le platine presque pur. On le purifie de nouveau en le traitant comme ci-dessus; ensuite, en chauffant fortement le nouveau précipité enveloppé dans une feuille de platine, et en le soumettant avec précaution à l'action du marteau, on le forge en lingot.

Le platine est employé pour faire des creusets, des capsules, des cornues, des tubes, et autres objets nécessaires dans les laboratoires; on commence à en faire des chaudières pour le besoin des arts, etc. Usages.

On doit éviter de se servir de creusets ou autres vases de platine, pour décomposer à la chaleur rouge des nitrates, particulièrement ceux de soude et de potasse, qui ont la faculté de les altérer, ainsi que des substances capables de laisser dégager du phosphore, qui perforerait aussitôt le platine.

De l'or.

149. L'or, de tous les métaux le plus anciennement connu, est solide, jaune rougeâtre, très brillant, inodore et insipide, plus mou que l'argent, tenace, extrêmement ductile et malléable; on peut le tirer en fils d'une ténuité extrême, et sa malléabilité est telle, qu'on peut le réduire en feuilles de $0^{m}00009$ d'épaisseur. Sa pesanteur spécifique est de 19,257; il cristallise, suivant Tillet et Mongez, en pyramides quadrangulaires. Historique.

Soumis à l'action du calorique, l'or fond à 32° du pyromètre de Wedgewood, et a, lorsqu'il est en fusion, l'apparence d'un vert bleuâtre clair; la chaleur le dilate plus que les autres métaux. A un feu de forge il n'est pas volatil, mais à une excessive chaleur, il

peut se réduire en vapeurs : dans ce cas, Macquer ayant observé qu'il s'élevait ainsi à la hauteur de 125 à 150 millimètres, parvint à dorer sensiblement une lame d'argent, en la tenant à cette élévation au-dessus de sa vapeur.

L'air et l'eau n'ont point d'action à la température ordinaire sur l'or, qui ne s'oxide dans l'atmosphère que par une forte décharge électrique ; la poudre purpurine qui en provient est regardée, par beaucoup de chimistes, comme de l'or très divisé. C'est en le dissolvant dans l'eau régale qu'on parvient à l'unir à l'oxigène, et selon M. Pelletier il n'y serait encore qu'à l'état de perchlorure. Du reste, il peut se combiner au phosphore, au soufre, au chlore, à l'iode et à la plupart des métaux.

État naturel. L'or se trouve largement répandu dans la nature; ses mines existent dans les formations primitives, dans celles d'alluvion, et dans le lit de plusieurs rivières. On ne l'a encore rencontré qu'à l'état natif, et souvent allié avec de petites quantités de cuivre, d'argent et de fer. Il s'offre le plus communément en grains, en ramifications, en feuilles et en petits cristaux ; il se présente aussi en filons. On le rencontre dans le chiste micacé, le chiste argileux, etc.; souvent il est disséminé dans les mines d'autres métaux. C'est dans les régions des tropiques que l'or existe le plus abondamment. Les principales mines d'or sont celles de Hongrie, celles de Saltzbourg, en Europe ; celles de Sibérie en Asie; celles de Kordofan, etc., en Afrique; enfin celles du Pérou, etc., en Amérique.

Extraction. C'est toujours par le mercure que l'or est retiré de ses mines, et séparé ensuite de ce métal par la dis-

tillation; cependant on traite quelquefois certaines mines d'or par le plomb, et ensuite l'alliage qui en provient par la coupelle.

Les usages de l'or sont, dans les arts, les mêmes que ceux de l'argent. C'est en versant dans la dissolution nitro-muriatique d'or du proto-hydro-chlorate d'étain en liqueur, que l'on se procure le *précipité pourpre de Cassius;* et c'est en versant aussi dans la même dissolution du proto-sulfate de fer, que l'on obtient l'or extrêmement divisé pour dorer les porcelaines. Usages.

Les médecins l'ont quelquefois administré à l'état d'oxide et d'hydro-chlorate, contre les maladies syphilitiques.

De l'iridium.

150. L'iridium, découvert par M. Descotils en 1803, dans la mine de platine (platine brut), est solide, presque aussi blanc que le platine, sans odeur, insipide, presque infusible, aussi sa pesanteur spécifique n'est point connue. Historique.

L'air ou l'oxigène sont sans action sur lui, ainsi que tous les acides; il n'a encore été combiné qu'avec le soufre et quelques métaux.

Il est très-rare, sans usages, et difficile à obtenir.

Remarques générales sur les corps simples.

151. L'oxigène a pour principal caractère de rallumer les corps qui présentent encore quelques points en ignition, et d'absorber complétement le double de son volume d'hydrogène pur, par l'étincelle électrique, dans l'eudiomètre de Volta : il ne possède la première

de ces deux propriétés qu'avec le protoxide d'azote et l'oxide de chlore; mais le premier étant sensiblement soluble dans l'eau à la température et à la pression ordinaire, et lui communiquant une saveur sucrée, et le second étant d'un jaune vert, il est facile de ne pas les confondre.

L'hydrogène a pour principal caractère d'absorber la moitié de son volume d'oxigène par l'étincelle électrique.

Le bore a pour caractère la faculté de décomposer, à l'aide d'un peu de chaleur, l'acide nitrique, et de se transformer par là en acide borique, vitrifiable à une forte chaleur.

Le carbone, à l'état de diamant et à l'état de charbon ordinaire, est trop facile à reconnaître pour rappeler ses différentes propriétés; cependant son principal caractère est de former un volume égal d'acide carbonique au volume d'oxigène employé pour sa combustion.

Le phosphore est des plus faciles à reconnaître; son principal caractère est d'être, ayant le contact de l'air, lumineux dans l'obscurité, et de s'enflammer spontanément à quelques degrés au-dessus du point de sa fusion (43 centigrades).

Le soufre a pour principal caractère de fondre à 107° centigrades, de brûler spontanément, ayant le contact de l'air ou de l'oxigène, à la température de 294°, et de se transformer en acide sulfureux, dont l'odeur est connue de tout le monde.

L'iode, outre son éclat métallique, a la propriété de tacher la peau en jaune, de se volatiliser par la chaleur en belles vapeurs violettes, etc., il peut en-

core être reconnu en le mettant en contact avec de l'eau et de l'amidon; il produit alors une belle couleur bleue.

Le chlore, à sa couleur jaune verdâtre et à ses autres propriétés, peut être reconnu facilement; d'ailleurs, il n'a de ressemblance qu'avec son oxide, et en diffère en ce qu'il attaque brusquement le mercure à la température ordinaire, faculté que son oxide ne possède pas. L'azote a pour principal caractère la propriété d'éteindre les corps en combustion, d'être inodore, insipide, insoluble dans l'eau, et de ne point troubler celle de chaux.

Dans l'étude générale des métaux nous avons dû remarquer que les sept qui forment la première section, étant admis par analogie, sont nécessairement sans usages; en outre, qu'il en existe encore également dans les autres vingt sans usages.

Les métaux employés sont donc au nombre de quatorze, qui sont : le potassium et le sodium (ces deux-ci ne servent que dans les opérations analytiques de laboratoire des matières végétales et animales, etc.), le fer, l'étain, le zinc, l'arsenic, l'antimoine, le plomb, le cuivre, le bismuth, le mercure, l'argent, le platine et l'or.

Le principal caractère du potassium est de décomposer l'eau à la température ordinaire et d'en dégager l'hydrogène, de s'emparer de son oxigène, en produisant par là une vive effervescence et assez de chaleur pour s'enflammer, d'où il résulte qu'il brûle dans l'eau; l'oxide qui en provient s'y dissout. Cette dissolution est âcre, verdit le sirop de violettes, et se trouble par celle de l'hydro-chlorate de platine, par

un excès d'acide tartarique, et par le sulfate d'alumine.

Le sodium a pour principal caractère de décomposer aussi, comme le potassium, l'eau à la température ordinaire, mais de ne pas s'enflammer tout en y produisant une vive effervescence. La dissolution de l'oxide qui en provient n'est troublée ni par les dissolutions de sous-carbonate de potasse, de soude, d'ammoniaque, ni par celle de platine, ni par le sulfate d'alumine; évaporée en consistance nécessaire à sa cristallisation, elle forme des petits cristaux cubiques.

Le fer a, pour un de ses principaux caractères, la propriété, mis en contact avec de l'eau et de l'acide sulfurique, de décomposer cette eau, d'en dégager le gaz hydrogène, de s'unir avec son oxigène et ensuite avec l'acide précité, d'où il résulte une dissolution de sulfate de fer facile à reconnaître à la propriété qu'elle a de laisser précipiter par celles de soude, de potasse et d'ammoniaque, un oxide blanc verdâtre qui, ayant le contact de l'air, passe au vert foncé, puis se recouvre de taches rougeâtres. Enfin, par un petit excès d'une solution de chlore elle forme un précipité noir avec l'infusion de noix de galle, et un bleu avec l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux en liqueur.

L'acier peut se reconnaître, surtout par la trempe, qui le rend cassant à froid. M. Vauquelin a donné un procédé pour déterminer la composition de ce métal; il consiste à mettre, à la température ordinaire, de la limaille d'acier dans de l'acide sulfureux liquide. Dans l'espace de quelques jours, le fer se trouve

dissout, et le charbon déposé sous la forme de flocons très légers.

L'étain, outre ses propriétés physiques, a pour principal caractère de se dissoudre à l'aide de la chaleur dans l'acide hydro-chlorique, d'en décomposer l'eau en partie, de s'emparer de l'oxigène de cette eau en mettant l'hydrogène en liberté, et de s'unir ensuite à l'acide précité, d'où il résulte une dissolution d'hydro-chlorate d'étain qui laisse précipiter une belle couleur pourpre (*précipité pourpre de Cassius*) par celle de l'hydro-chlorate d'or. De plus, l'acide nitrique le convertit en une poudre blanche sans pouvoir le dissoudre.

Le zinc, mis dans de l'acide sulfurique et de l'eau, produit les mêmes phénomènes que le fer; le sulfate de zinc qui en provient se reconnaît par la blancheur du précipité que forment dans sa dissolution, celles de potasse, de soude et d'ammoniaque, et qui par le contact de l'air ne change point de couleur et se dissout dans un excès de ses trois alcalis. D'ailleurs, les solutions de sulfure de potasse et d'hydro-cyanate de potasse y forment des précipités sensiblement blancs.

L'odeur d'ail que l'arsenic répand lorsqu'on en jette sur des charbons allumés et les vapeurs blanches qu'il exhale alors peuvent lui servir de caractère. Du reste, les dissolutions de ses sels laissent précipiter un jaune par l'hydrogène sulfuré.

L'antimoine a, pour l'un de ses caractères, la propriété d'être soluble dans l'eau régale. On le reconnaît par le précipité blanc que l'eau y produit, et par le précipité jaune orange que l'hydrogène sulfuré y forme. D'ailleurs, chauffé avec de l'eau et du sous-

carbonate de soude, il laisse déposer par le refroidissement du kermès, corps d'un brun marron.

Le plomb se dissout dans l'acide nitrique, et sa dissolution a une saveur sensiblement douce; les sulfates le précipitent en blanc et l'hydrogène sulfuré en noir

Le cuivre, dissout dans le même acide, laisse précipiter, par la potasse ou la soude, un précipité bleu insoluble dans un excès de ces deux alcalis; en outre, étant étendu d'eau il forme avec l'ammoniaque liquide un précipité qu'un petit excès de cette liqueur redissout tout de suite en produisant une belle couleur bleue. Enfin, l'hydro-cyanate de potasse y donne un précipité cramoisi, et une lame de fer plongée dans sa dissolution s'y recouvre presque aussitôt d'une couche de couleur de cuivre.

Le bismuth, par sa belle cristallisation, est facile à reconnaître, en outre, il se laisse précipiter de sa dissolution dans l'acide nitrique, en blanc par l'eau pour faire le *blanc de fard*, et en noir par l'hydrogène sulfuré.

La fluidité du mercure peut lui servir de principal caractère; en outre, une lame de cuivre, étant plongée dans la dissolution d'un sel mercuriel, en précipite peu à peu le métal à l'état liquide et métallique.

L'argent a, outre ses autres propriétés, la faculté de se dissoudre dans l'acide nitrique et de laisser former dans sa dissolution un précipité blanc par l'acide hydro-chlorique, insoluble dans un excès d'acide, et, au contraire, extrêmement soluble dans l'ammoniaque liquide.

L'or, essayé dans l'eau régale, s'y dissout et la co-

lore en jaune; il laisse ensuite former dans sa dissolution, par l'hydro-chlorate de protoxide d'étain, un précipité pourpre ou violet, ou bien encore brun noirâtre, et par le sulfate de fer protoxidé, un précipité d'or à l'état métallique très divisé.

Le platine essayé dans l'acide hydro-chloro-nitrique (eau régale) s'y dissout et le colore en jaune un peu orangé; la dissolution de ce métal ne se trouble pas par le proto-sulfate de fer ni par l'hydro-chlorate de protoxide d'étain; elle laisse, au contraire, précipiter en jaune par la potasse et l'ammoniaque. Enfin, nous savons déjà que c'est en précipitant le platine de cette dissolution par l'hydro-chlorate d'ammoniaque, qu'on parvient à l'extraire pour le forger ensuite, à une haute température, pour les besoins des arts.

APPENDICE DU LIVRE PRÉCÉDENT.

Des alliages.

152. Les anciens connaissaient la propriété qu'ont tous les métaux de s'unir ensemble; et quoique les chimistes modernes aient fait beaucoup d'observations sur les alliages, l'étude de ces corps, dont plusieurs sont de la plus grande utilité dans les arts, est encore très incomplète; et les proportions de beaucoup d'entre eux sont toujours le sujet de bien des recherches et le secret d'un grand nombre d'artistes manufacturiers.

Propriétés physiques et chimiques.

Les alliages, en général, conservent beaucoup de ressemblance avec les métaux qui les constituent, tant dans leur couleur, leur éclat métallique, que dans leur opacité. Ils sont, de même que leurs principes constituants, tous bons conducteurs de l'électricité et du calorique, et la plupart cristallisent. On a remarqué qu'ils diffèrent souvent par leur ductilité, leur malléabilité, leur dureté, leur sonorité, leur élasticité, leur volume et leur densité du terme moyen de ces mêmes propriétés dans les métaux dont ils sont formés; cependant tous les alliages formés de métaux cassants le sont eux-mêmes; et l'on observe que, lorsqu'un alliage provient d'un métal ductile avec un autre cassant, si ce dernier est très prédominant, l'alliage est frangible, et au contraire plus ou moins ductile si le premier y est en plus grande quantité. On remarque encore que, parmi les alliages qui proviennent de la combinaison des métaux ductiles entre eux, il y en a, lorsqu'ils sont formés dans des proportions presque égales, à peu près autant de cassants que de ductiles; et que, lorsque l'un des deux est très-prédominant, l'alliage est le plus souvent ductile.

En général, lorsque l'on unit des métaux ensemble ils diminuent ou augmentent souvent de volume; dans tous les cas, ils ne sont point soumis à aucune loi dans leur composition, et peuvent, pour la plupart, se combiner en toutes proportions.

Les alliages sont plus ou moins fusibles : et l'on a observé, en général, qu'ils le sont davantage que le moins fusible qui entre dans leur composition.

153. Lorsqu'un alliage est formé de deux métaux qui entrent en fusion à des températures très diffé-

rentes, on peut, si le métal le plus fusible y prédomine, les séparer en grande partie en exposant leur alliage à une chaleur capable de fondre l'un et insuffisante pour faire entrer l'autre en fusion. Cette opération a reçu le nom de *liquation*. C'est ainsi qu'en combinant le cuivre argentifère avec trois fois et demie son poids de plomb et en soumettant l'alliage qui en provient à une température convenable, on voit le plomb fondre et entraîner l'argent uni avec le cuivre, et laisser celui-ci à l'état solide sous la forme d'une masse criblée de petits trous.

Lorsqu'un alliage est soumis à l'action de l'air ou de gaz oxigène, à une température convenable, le métal le plus oxidable de ceux qui le constituent est toujours attaqué le premier, et s'en sépare sous la forme d'oxide. C'est ainsi, par exemple, qu'on obtient par l'opération de la coupelle, la séparation d'un alliage d'argent et de plomb, celui-ci à l'état de litharge (protoxide de plomb), et l'argent à l'état métallique (145 *bis*). On peut dire, en général, que les alliages sont moins fusibles que les métaux qui les ont formés.

Préparation.

C'est ordinairement en faisant fondre dans un creuset les métaux ensemble, à différentes températures particulières, que l'on forme les alliages; lorsqu'ils sont en parfaite fusion, on brasse avec soin leur fonte afin que la combinaison soit parfaitement homogène, car, sans cela, s'il y avait une grande différence entre la pesanteur spécifique des métaux alliés, le plus pesant occuperait la partie inférieure et le plus léger se trouverait presque tout au-dessus.

État naturel.

On rencontre à la surface du globe au moins dix alliages natifs, qui sont le résultat de l'union, 1° de

l'arsenic avec le bismuth ; 2° de l'arsenic avec l'antimoine; 3° de l'arsenic avec le cobalt; 4° de l'arsenic avec le nickel; 5° du fer avec le nickel; 6° du mercure et de l'argent; 7° de l'argent et de l'antimoine; 8° de l'argent, de l'arsenic, du fer et de l'antimoine ; 9° de l'argent, de l'or, du cuivre et du fer; 10° du platine, du fer, du cuivre, du plomb, du palladium, du rhodium, etc., ce dernier alliage est le platine brut ou la mine de ce métal.

Alliages utilisés.

154. Quoiqu'il soit possible de combiner les uns avec les autres un grand nombre de métaux, et que l'on connaisse environ cent quarante alliages, il n'y en a cependant que douze d'employés dans les arts. Ces alliages sont : celui de mercure et d'étain, de mercure et d'argent, de mercure et d'or, de mercure, de zinc et d'étain; ces quatre combinaisons s'appellent plus particulièrement *amalgames*, ainsi que tous les alliages dans lesquels entre le mercure. Les huit autres proviennent de l'union du plomb et de l'étain, du cuivre et de l'étain, du cuivre et du zinc, du cuivre et de l'argent, du cuivre et de l'or, du fer et de l'étain, de l'antimoine et du plomb; enfin, de l'arsenic et du platine.

Alliage de mercure et d'étain.

Cet amalgame est employé pour mettre les glaces au tain. Pour le faire, on étend une feuille d'étain sur une table parfaitement horizontale, puis on verse sur cette feuille une certaine quantité de mercure, de manière à former une couche sur toutes ses parties. Le mercure, par l'affinité qu'il a pour l'étain, y

adhère ; alors on fait glisser une glace de telle sorte qu'elle coupe de biais cette couche par le milieu, ensuite on la charge bien également de poids, d'où il résulte que l'amalgame s'attache à ses parois et lui donne la faculté de réfléchir parfaitement les objets.

Alliage de mercure et d'argent, de mercure et d'or.

On prend une partie d'argent ou d'or en grenaille que l'on porte jusqu'à la chaleur rouge, puis on la jette successivement dans douze ou quinze parties de mercure chauffé dans un creuset jusqu'à 200° centigrades. L'argent et l'or s'y dissolvent. La combinaison étant opérée, on comprime l'amalgame dans une peau de chamois, de manière que le mercure en excès passe au travers de cette peau; quoique l'alliage soit mou il reste dedans. Il est formé d'une partie d'argent ou d'or et de huit parties environ de mercure. On s'en sert pour dorer ou argenter le laiton ou cuivre jaune, etc.

Alliage de zinc, d'étain et de mercure.

C'est en faisant fondre dans un creuset une partie de zinc et une d'étain dans deux parties de mercure qu'on obtient cet amalgame ; il est solide et très fragile. On l'emploie en poudre ou incorporé avec de la graisse, pour frotter les coussins des machines électriques.

Alliage de plomb et d'étain.

Ce composé est solide, blanc-gris, et forme la *soudure des plombiers*. Il renferme une partie d'étain et deux de plomb : on l'obtient très facilement en faisant fondre dans un creuset ces deux métaux ensemble.

Alliages de cuivre et d'étain.

C'est en faisant fondre, à de très hautes températures, dans des fours à réverbères, 100 parties de cuivre et 11 d'étain, qu'on obtient l'alliage connu sous le nom de *bronze* ou d'*airain*, avec lequel on fait, en le coulant dans des moules, des statues, des mortiers, des canons, etc. M. Dussaussay, qui a fait un grand nombre d'expériences sur cet alliage, a fait voir qu'il serait bien d'y ajouter une partie à une partie et demie de fer-blanc, ou 3 parties de zinc.

C'est en opérant, comme ci-dessus, sur 22 parties d'étain et 78 de cuivre qu'on se procure *le métal de cloche*, et c'est en variant les proportions de ces deux métaux qu'on obtient les alliages avec lesquels on fabrique le *tam-tam chinois* ou *gong*, les cymbales, les timbres des horloges, les miroirs de télescopes, etc.

M. Darcet a remarqué que l'alliage de cuivre et d'étain peut acquérir par la trempe une grande malléabilité; cette observation importante nous met à même de fabriquer en France plusieurs instruments, tels que le *tam-tam*, les *cymbales*, etc., que nous étions obligés de tirer à grands frais de l'étranger.

C'est en frottant d'abord avec du sable fin les vases ou ustensiles de cuivre que l'on veut étamer, et ensuite avec une étoupe et de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, à l'aide de la chaleur, qu'on parvient à les décaper ou désoxider parfaitement; puis, pour leur donner l'étamage, lorsqu'ils sont très brillants, on les maintient sur le feu et on fait fondre dessus une certaine quantité d'étain, qu'on étend par le frottement, au moment où elle est fondue, sur toute leur surface, et l'on continue de frotter jusqu'à ce que toutes les parties soient étamées.

Alliage de cuivre et de zinc.

Il résulte de la combinaison de 20 à 40 parties de zinc, et de 60 à 80 parties de cuivre, un alliage connu sous les noms de *laiton* ou *cuivre jaune*, de *similor*, d'*or de Manheim*, et quelquefois sous celui d'*alliage du prince Robert*. On le prépare en unissant directement le cuivre et le zinc ensemble à une haute température, ou bien en calcinant un mélange de charbon, de cuivre et de calamine bien pure (mine d'oxide de zinc).

Il paraît, d'après les observations de M. Chaudet, que le laiton contient quelquefois deux à trois centièmes de plomb.

Alliage de cuivre et d'argent.

155. C'est en faisant fondre ensemble 1 partie de cuivre et 9 parties d'argent, qu'on obtient l'alliage avec lequel on fait toute la monnaie d'argent en France.

Les vases et ustensiles, tels que les couverts et la vaisselle, sont fabriqués avec le même alliage; mais alors il contient une demi-partie de cuivre seulement et 9 p. $\frac{1}{2}$ d'argent. Les bijoux, etc., renferment dans leur alliage 2 parties de cuivre sur 8 d'argent. Ces différentes proportions dans l'union de l'argent et du cuivre, forment ce qu'on appelle les *titres de l'argent;* d'après ce, le titre de la vaisselle d'argent est plus élevé que celui de la monnaie.

L'argent au titre $\frac{300}{1000}$ à $\frac{400}{1000}$ est assez fusible pour être employé pour souder les pièces de ce métal que l'on veut joindre ensemble.

C'est en combinant dans une petite coupelle un gramme d'un vase ou d'une pièce quelconque d'argent, avec quelques grammes de plomb, à une température élevée, qu'on parvient à déterminer le titre de l'argent. D'abord les trois métaux s'unissent et entrent en fusion, puis le plomb et le cuivre finissent par s'oxider et se vitrifier, et coulent au travers des pores de la coupelle, en laissant dans celle-ci l'argent sous la forme d'un petit bouton brillant.

Alliage de cuivre et d'or.

156. La monnaie d'or en France est au titre de $\frac{900}{1000}$. Les vases, ustensiles, bijoux, etc., sont les uns au titre de $\frac{920}{1000}$, les autres au titre de $\frac{840}{1000}$, enfin il y en a à un titre de $\frac{750}{1000}$.

157. Comme l'or retient naturellement une très petite quantité d'argent, dont on ne pourrait le séparer sans entrer dans des procédés qui en augmenteraient singulièrement le prix, on peut dire, en géné-

ral, que toutes les monnaies et autres objets d'or sont des alliages triples, quoique renfermant la quantité de ce métal nécessaire à leur titre; il en résulte qu'il est plus difficile de déterminer celui des ouvrages faits en or que celui des ouvrages fabriqués en argent. Cependant on y parvient encore avec assez de facilité en soumettant un gramme d'une pièce quelconque d'or avec plusieurs grammes de plomb et plusieurs grammes d'argent, à l'opération de la coupelle, qui, dans ce cas, s'appelle *inquartation;* par là, on augmente dans l'alliage la proportion de l'argent, et l'on en sépare tout le cuivre; ensuite, on aplatit le bouton qui en provient sur une enclume, et, afin qu'il ne se gerce pas en le passant au laminoir, on le fait chauffer jusqu'au rouge, après quoi on le réduit sous la forme d'une lame de $\frac{1}{6}$ de ligne d'épaisseur, qu'on roule en spirale ou en cornet, et qu'on fait digérer ensuite dans de l'acide nitrique pur. Cette nouvelle opération a reçu le nom de *départ.* L'or qui en provient est considéré comme étant affiné; on le lave et on le pèse.

Si l'on n'ajoutait pas d'argent, l'or, qui est inattaquable par l'acide nitrique, enveloppant la très petite quantité de ce métal qu'il a naturellement, la protégerait contre l'action dissolvante de cet acide, et il n'y aurait tout au plus que les parties immédiatement à la surface qui pourraient être dissoutes. On emploie donc une plus grande quantité d'argent dans l'alliage, pour que, par l'opération du laminoir, le composé présentant beaucoup plus de points de contact à l'acide nitrique, cet acide puisse entièrement en séparer l'argent.

De l'alliage de l'étain et du fer.

On commence à se servir d'un alliage composé de 8 parties d'étain et d'une partie de fer, pour étamer le cuivre; cet alliage est solide, d'un blanc gris, d'un tissu grenu, fusible un peu au-dessous de la chaleur rouge; on l'obtient en faisant fondre le fer et l'étain avec du verre pilé, qui, en se liquéfiant, préserve l'étain du contact de l'air, et s'oppose ainsi à son oxidation. L'étamage qui en provient résiste quatre fois plus que l'autre.

Le fer-blanc n'est autre chose que des feuilles de fer ou tôle recouvertes des deux côtés d'une légère couche d'étain; lorsque l'on veut obtenir sur lui le résultat connu sous le nom de *moiré métallique*, on mouille légèrement sa surface avec une partie d'eau régale étendue de 8 parties d'eau; par là on dissout la partie la plus superficielle de la couche d'étain, et l'on découvre le centre de cette couche, qui offre une multitude de cristaux qui se croisent en tous sens; d'où résulte le moiré métallique observé pour la première fois, il y a quelques années, par M. Alard.

Alliage d'antimoine et de plomb.

C'est en faisant fondre ensemble 80 parties de plomb et 20 parties d'antimoine, que l'on forme l'alliage avec lequel on fabrique les caractères d'imprimerie. Cet alliage est solide, malléable, plus dur que le plomb, et fusible un peu au-dessous de la chaleur rouge. Quelquefois on y ajoute quelques centièmes de cuivre.

De quelques alliages de l'arsenic.

Pendant assez long-temps on a allié l'arsenic avec le platine, pour décomposer, par la chaleur rouge ou blanche, l'alliage qui en provenait et forger ensuite le platine.

C'est en opérant la fusion de 3 parties d'étain et d'une partie d'arsenic, que l'on obtient un alliage blanc, brillant, cassant, susceptible de cristalliser en lames très larges, dont on se sert pour faire dans les laboratoires le gaz délétère hydrogène arseniqué.

De quelques alliages ternaires.

C'est en unissant 8 parties de bismuth, 5 parties de plomb et 3 parties d'étain, qu'on obtient l'alliage fusible de Darcet. Ce composé se fond à la température de 92° centigrades. On l'emploie pour clicher les médailles; en y ajoutant du mercure il devient beaucoup plus fusible, et peut-être, dans ce cas, l'on pourrait s'en servir pour faire des injections anatomiques.

LIVRE QUATRIÈME.

DES COMBINAISONS BINAIRES DE L'OXIGÈNE AVEC LES CORPS COMBUSTIBLES SIMPLES : 1° DES OXIDES NON MÉTALLIQUES, 2° DES OXIDES DES MÉTAUX, 3° DES ACIDES ET DE LEURS GÉNÉRALITÉS, 4° DES COMBINAISONS ACIDES ET NON ACIDES DE L'HYDROGÈNE AVEC LES CORPS SIMPLES.

CHAPITRE PREMIER.

Des oxides non métalliques.

Les oxides non métalliques ne sont pas nombreux, et cependant on ne peut les comprendre sous les mêmes généralités : nous dirons seulement que ce qui les distingue des oxides métalliques, c'est de ne pouvoir se combiner avec les acides de manière à les neutraliser ou à former des sels. Le premier, comme le plus utile et le plus abondant, existe sans cesse dans la nature sous les trois états qu'affectent tous les corps qui y sont répandus : c'est l'eau ou le protoxide d'hydrogène. Le deuxième est toujours liquide : c'est l'eau oxigénée ou deutoxide d'hydrogène. Le troisième est constamment à l'état gazeux : c'est l'oxide de carbone. Le quatrième est solide : c'est l'oxide de phos-

phore. Enfin les quatre derniers sont toujours obtenus à l'état aériforme, et sont produits par le sélénium, le chlore et l'azote.

De l'eau ou protoxide d'hydrogène.

Historique.

L'eau, à l'état liquide, solide, et à celui de vapeurs, est sans contredit le corps le plus abondamment répandu sur toutes les parties de la surface du globe. Les anciens la considéraient comme un élément, c'est-à-dire comme un corps simple destiné par la nature à faire partie constituante de tous les êtres qui y existent. Cette opinion, émise pour la première fois par Aristote, fut soutenue jusqu'en 1781. A cette époque, Cavendish, s'étant procuré plusieurs grammes d'eau par la combustion de l'hydrogène, annonça le premier que ce liquide ne devait plus être regardé comme un élément, mais bien comme un composé d'hydrogène et d'oxigène. A la vérité, en 1776, Macquer et Sigaud-Lafond avaient remarqué qu'en mettant le feu à l'ouverture d'une bouteille remplie de gaz hydrogène, et en plaçant au-dessus une soucoupe de porcelaine, il s'y attachait, pendant la combustion de ce gaz, quelques gouttes d'eau; et Priestley, ayant fait détoner un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène dans un vase de verre, avait observé qu'après la détonation l'intérieur du vase était humide : mais aucun d'eux n'en avait tiré la même conséquence que Cavendish.

La vérité de la composition de l'eau fut mise hors de doute en 1783 par Lavoisier et Laplace, qui, dans une assemblée de plusieurs académiciens, brûlèrent

assez de gaz hydrogène pour se procurer 19 grammes d'eau qu'ils reconnurent être parfaitement pure. Cette expérience fut répétée en grand, deux ans après, par Lavoisier et Meunier, et depuis a été variée et répétée de tant de manières par tous les chimistes les plus distingués, que le résultat de la composition de l'eau est maintenant au-dessus de toute controverse.

Propriétés physiques.

158. Selon la température, l'eau est liquide, solide, ou en vapeurs. Liquide, elle est transparente, réfractant fortement la lumière; ce qui a fait dire à Newton, long-temps avant que l'on ne soupçonnât sa composition, qu'elle devait contenir quelque principe très combustible. Elle est sans couleur, sans

État liquide.

saveur; un choc prompt et fort en fait jaillir subitement un trait de lumière. Elle peut supporter un poids considérable sans diminuer de volume; d'où il suit que sa compressibilité est très faible. Cette dernière qualité fut démontrée clairement par une expérience des académiciens de Florence. Ayant soumis une sphère d'or, pleine d'eau, à une pression capable d'en diminuer un peu la capacité, ils virent l'eau suinter au travers des pores de cette sphère et se réunir en gouttelettes à sa surface.

L'eau est, à son *maximum* de densité, à la température de 4°44 centigrades environ, et sert de terme de comparaison, prise pour unité, lorsque l'on veut exprimer la pesanteur spécifique d'un solide ou d'un liquide quelconque. Il résulte des expériences de M. Lefebvre-Gineau, faites avec le plus grand soin, qu'un décimètre cube d'eau distillée à son *maximum* de densité, pèse un kilogramme.

La densité de l'eau étant 1,0, celle du platine de

20,98 lorsqu'il n'a pas été écroui, celle de l'air de 0,0012802, celle de l'hydrogène de 0,00008808, il en résulte que, sous la pression de 76 centimètres, et sous le même volume à la température de 4° 44 centigrades la pesanteur de l'eau : celle de l'hydrogène :: 11353 : 1 ; celle du platine : celle de ce gaz :: 238192 : 1 ; celle de l'air : celle de l'hydrogène :: 14,534 : 1. Dans les mêmes circonstances, l'eau pèse 781 fois et le platine 16391 fois plus que l'air.

159. Lorsque l'eau est refroidie au-dessous du 0 de l'échelle thermométrique centigrade, elle se convertit en glace, et si cette diminution de température n'a lieu que très lentement, elle cristallise en aiguilles qui se croisent sous des angles de 60 ou 120°. On peut distinguer dans la neige, au moment où elle vient de tomber, six rayons qui tous partent d'un centre commun, et qui ressemblent à un hexagone régulier. En tenant la glace à 15 ou 20° sous 0, elle devient très dure, et l'on peut la réduire en poudre très fine. La glace est élastique ; et sa pesanteur spécifique est moindre que celle de l'eau liquide, car elle n'excède pas 0,94. État solide.

L'eau, en se solidifiant, augmente de volume et acquiert une force d'expansion considérable. Buot, ayant rempli exactement d'eau un tube de fer de l'épaisseur d'un doigt, et l'ayant fermé solidement, l'exposa à un très grand froid ; il le trouva, au bout de douze heures, cassé en deux endroits. A Florence, on fit crever de la même manière une sphère de cuivre tellement épaisse que l'effort pour la rompre, d'après Muschembroeck, était équivalent à un poids de 27,720 liv. Enfin, tout le monde sait que dans les hivers rigoureux l'eau en se gelant dans les vases les fait casser, et,

lorsque l'on veut exprimer un grand froid, on dit communément, il gèle à *pierre fendre*, parce qu'en effet l'eau qui souvent est contenue dans les pierres, lorsqu'elle vient à se geler, les fait éclater.

L'eau bourbeuse se congèle constamment à 0, et lorsqu'elle est distillée on peut l'exposer dans un ballon de verre à 5°—0 sans qu'elle change d'état; mais si alors on agite le vase qui la contient, elle se solidifie tout à coup en laissant dégager une chaleur sensible au thermoscope. On remarque que certains sels solubles dans l'eau, retardent le degré de son ébullition, et de même aussi abaissent le terme de sa congélation, de telle sorte que l'eau saturée d'hydro-chlorate de chaux est encore liquide à 40° sous 0.

Lorsque l'eau se congèle elle abandonne l'air qu'elle contient toujours : celui-ci reprend la forme élastique des gaz, et est souvent retenu dans de petites cavités qu'il forme dans la glace. On peut le démontrer en faisant fondre de la glace dans de l'eau ; on le voit aussitôt se dégager sous la forme de bulles.

L'eau qui provient de la fonte des glaces ou des neiges, lorsqu'elle est nouvellement fondue, ne contient point de corps gazeux, et c'est par cette raison que le poisson n'y peut vivre, comme l'a remarqué Carrodori.

Propriétés chimiques.

160. L'eau à l'état de glace soumise à l'action de la chaleur, rend latente une très grande quantité de calorique, pour prendre l'état liquide ; malgré cette absorption, ses molécules se rapprochent au lieu de se dilater, et sa densité augmente jusque vers le point où elle est à son maximum. A partir de 4°,44 centigrades, elle se dilate de nouveau, et s'échauffe graduellement

jusqu'à 100°, terme de son ébullition sous la pression exprimée dans le baromètre par 76 centimètres de mercure (22). La vapeur qu'elle produit alors occupe 1700 fois son volume primitif.

Pour expliquer comment il se fait que l'eau augmente de volume en passant de l'état liquide à l'état solide, on suppose que ses molécules, lorsqu'elles deviennent solides, s'arrangent dans un autre ordre, et de manière à occuper plus d'espace.

En général, tous les corps paraissent se contracter en se solidifiant : l'eau cependant n'est pas le seul corps que nous offre l'exemple du contraire; la fonte et plusieurs alliages sont dans ce cas.

161. Nous avons vu (24) que la pression atmosphérique seule s'opposait à l'ébullition de l'eau, comme à celle des autres liquides, et (25) que les vapeurs qui se forment dépendent toujours de la température, et (24) qu'il n'est pas indispensable que l'eau soit au terme de son ébullition pour se vaporiser. Nous ajouterons que chaque jour on a lieu de remarquer que l'eau abandonnée à l'air diminue sensiblement de volume, et finit même par disparaître totalement. Cette disparition de l'eau peut être attribuée, ou à ce que ce liquide se dissout dans l'air, ou à ce qu'il y prend une forme que nous connaissons sous le nom de vapeur indépendante de ce fluide; mais comme elle disparaît également dans un vase vide, ou dans un vase plein d'air, et exactement de la même manière, à la vitesse près, on peut croire que cet effet auquel nous avons donné le nom d'*évaporation* est dû à la force élastique du liquide, et nullement à l'action dissolvante de l'air.

État de vapeur.

M. de Saussure a prouvé que l'eau, toutes circonstances égales d'ailleurs, s'évapore plus promptement étant sur la cime des montagnes qu'à la surface des plaines. En comparant une suite d'expériences faites sur le col du Géant à la hauteur de 3440 mètres au-dessus du niveau de la mer, avec des expériences semblables répétées à Genève, à 400 mètres au-dessus du même niveau, il s'est assuré que la quantité d'eau évaporée dans ce dernier lieu, était à celle vaporisée sur le col du Géant, dans un rapport comme 37 : 84; mais l'air, sur cette montagne, est de 33 millièmes plus rare qu'à Genève, dans l'endroit où se répéta l'expérience. Il en résulte donc, que cette diminution de pression accélère du double la vaporisation, effet qui n'aurait pas lieu s'il était dû à l'action dissolvante de l'air, puisque nous savons que la quantité d'un corps dissous est toujours proportionnelle à la quantité du dissolvant.

162. L'eau liquide peut dissoudre un nombre considérable de tous les corps, quel que soit l'état qu'ils affectent. Cette faculté lui a mérité des anciens la qualification de *grand dissolvant de la nature*. Plus la pression est grande et plus la température est basse, et plus aussi elle absorbe de chacun des gaz qui y sont solubles; dans le vide ou à son terme d'ébullition, elle n'en dissout pas la moindre quantité, au contraire, lorsqu'on la met dans l'une ou l'autre de ces deux circonstances, elle laisse dégager sous forme de bulles les fluides élastiques qu'elle peut contenir. En général, l'affinité de l'eau pour les corps est particulière à chacun d'eux. Quelquefois elle les dissout en toutes proportions, et d'autres fois elle n'en dissout

que des atomes ; mais lorsque son affinité pour eux est très forte, s'ils sont solides, elle peut perdre sa forme et partager leur solidité; elle constitue alors une classe de corps solides, connus sous le nom d'*hydrates*.

163. Toutes les eaux qui ont le contact de l'air libre contiennent toujours une certaine quantité d'air, qui varie dans sa nature et dans sa proportion, suivant les circonstances. On remarque que l'air qu'on peut obtenir de l'eau ordinaire, est plus pur que celui de l'atmosphère, et qu'il renferme aussi une plus grande proportion d'oxigène. C'est en portant de l'eau à l'ébullition dans un ballon de verre auquel on a adapté un tube recourbé, qui se rend sous des flacons remplis de ce liquide et renversés sur une cuve pneumatique, qu'on recueille les fluides élastiques qu'elle peut contenir. En fractionnant les produits, on a lieu d'observer que les proportions de gaz qui se dégagent les dernières renferment plus d'oxigène que celles qui se sont séparées en premier lieu: celles-ci, par exemple, auront dans leur composition 0,22 à 0,23 d'oxigène, tandis que les autres pourront en donner 0,33 à 0,34.

164. Lorsque l'on renferme l'eau de rivière ou de pluie, la proportion de l'oxigène dans l'air qu'elles contiennent diminue sensiblement, et elles deviennent fades et souvent même fétides. Cette désoxigénation est attribuée aux matières animales ou végétales, que ces eaux tiennent en dissolution; en les faisant bouillir avec de la poudre de charbon, les filtrant ensuite et les battant avec le contact de l'air, on leur rend leur vertu primitive.

Parmi les corps combustibles simples non métalliques, il n'y a que le chlore, l'iode et l'azote qui soient

solubles dans l'eau. Aucun de ce genre de corps ne peut la décomposer à la température ordinaire; mais à la chaleur rouge le bore et le carbone s'emparent de son oxigène et mettent son hydrogène en liberté; l'iode peut s'unir à ses deux principes constituants, à l'aide de la chaleur, et former de l'acide iodique et de l'acide hydriodique. Le chlore, par l'influence de la lumière solaire ou d'une température rouge, s'empare de l'hydrogène de l'eau et forme de l'acide hydro-chlorique, et en dégage l'oxigène.

Nous avons vu, en parlant des métaux et de leur classification, quelle est leur action sur ce liquide.

Eau et composés combustibles non métalliques.

Plusieurs des composés combustibles non métalliques sont solubles dans l'eau; d'autres peuvent en opérer la décomposition. Les uns, tels que l'hydrogène percarboné, l'hydrogène phosphoré, l'azote carboné ou le cyanogène, l'hydrogène sulfuré ou l'acide hydro-sulfurique, le gaz hydrogène sélénié, y sont très peu solubles. Les autres, tels que l'hydrogène chloré ou l'acide hydro-chlorique, l'hydrogène azoté ou l'ammoniaque, y sont très solubles. Ceux qui peuvent décomposer l'eau, sont les phosphures de soufre, d'iode, de chlore, etc.

En étudiant par la suite les oxides, les combinaisons du soufre, du phosphore, du chlore, avec les métaux, etc., nous verrons quelle est l'action de l'eau sur tous ces corps.

165. Pour que l'eau soit de bonne qualité, il faut qu'elle soit légère, entièrement transparente et incolore, sans odeur, et qu'elle n'ait point, ou du moins très peu de saveur, qu'elle dissolve bien le savon, et que dans son ébullition, à 100°, elle cuise bien les

légumes. En comparant entre elles les différentes eaux dont on fait usage pour les besoins de la vie, on trouve qu'elles diffèrent considérablement, suivant le lieu où elles ont été prises; celles qu'on emploie le plus communément, proviennent des rivières, des fontaines, de la pluie, des lacs et des puits.

Eau de source, ou de fontaine.

L'eau de source ou de fontaine est sensiblement la même que l'eau de pluie, qui, en s'infiltrant à travers la terre, se rassemble dans le fond des cavités, forme des espèces de réservoirs, d'où elle se fait jour à la surface, en déposant au milieu des pierres et du sable les impuretés qu'elle a dû entraîner. Lorsqu'elle trouve sur son passage des substances minérales qu'elle peut dissoudre, elle se charge plus ou moins de ces matières, et acquiert ainsi des propriétés qui constituent les *eaux minérales*. En général, cette eau est douce et aussi bonne que l'eau de pluie recueillie après les premières averses, et ne contient, outre les proportions d'air et d'acide carbonique auxquelles les eaux doivent leur légèreté, qu'un peu de carbonate de chaux et d'hydro-chlorate de soude.

Eau de rivière.

Lorsque le fond des rivières est recouvert d'un lit sablonneux et que les eaux y coulent rapidement, elles y déposent dans leur mouvement toutes les impuretés qu'elles peuvent contenir. Ces eaux sont d'aussi bonne qualité que celles qui proviennent des fontaines, et tiennent en dissolution les mêmes substances; comme elles, elles sont produites par la réunion des eaux de sources et de pluie, et sont d'autant plus claires qu'elles s'écoulent à travers les rochers: elles prennent au contraire une teinte jaunâtre lorsqu'elles passent sur des terres argileuses.

Eau de pluie.

L'eau de pluie reçue après les premières averses est tout aussi bonne que l'eau de source, et souvent plus complétement débarrassée de substances étrangères. Elle ne contient ordinairement que de l'air, du gaz acide carbonique et une très petite quantité d'hydro-chlorate de chaux. On peut facilement la séparer de ce sel, d'après Guyton-Morveau, en y versant un peu de dissolution de baryte, et en l'exposant ensuite à l'air, jusqu'à ce que le précipité qui s'y forme par cette addition soit déposé. Purifiée ainsi, cette eau, après avoir été bouillie, est propre aux opérations des laboratoires.

Eau des lacs.

Les lacs, étant formés par la réunion des eaux de sources et de pluie, renferment presque toujours une grande quantité de matières végétales et animales que ces eaux y ont charriées. Ces substances s'y putréfient d'autant plus que l'eau est très souvent stagnante, et que cet état, loin de s'opposer aux progrès de la putréfaction, contribue plutôt à les favoriser. Il en résulte que l'eau des lacs est moins claire, moins bonne que les précédentes, et qu'elle a souvent un aspect glaireux, brunâtre, et quelquefois même une odeur fétide.

L'eau des marais, étant entièrement stagnante, est encore de plus mauvaise qualité que celle des lacs.

Eau des puits.

L'eau des puits est bien, comme l'eau de source, fournie par celle qui tombe de l'atmosphère, et qui s'infiltre au travers de la terre; mais elle en diffère essentiellement, en ce qu'elle ne peut sortir à la surface, qu'elle ne coule point et qu'elle est beaucoup moins abondante. On la fait se réunir en creusant des fosses à différentes profondeurs connues sous le nom de puits: là, elle reste en stagnation avec toutes les matières qu'elle a pu dissoudre ou entraîner en

s'infiltrant lentement, et acquiert une mauvaise saveur. On la désigne communément par la dénomination d'*eau dure* ou *crue*, parce qu'elle ne dissout pas le savon, et qu'elle ne peut servir à la cuisson des légumes. Elle doit sa mauvaise qualité aux sels terreux qu'elle tient en dissolution en assez grande quantité, parmi lesquels le sulfate de chaux est le plus abondant. M. Sennebier a démontré qu'elle contient ordinairement une plus grande proportion d'acide carbonique que l'eau de source ou de rivière.

Souvent l'on n'a pour son usage que de l'eau de puits, avec laquelle on ne peut faire de lessive, puisque cette eau n'a pas la propriété de dissoudre le savon; on peut lui rendre cette faculté en y versant une dissolution suffisante de sous-carbonate de soude ou de potasse.

166. C'est par l'évaporation continuelle de l'eau qui couvre les trois quarts de la surface de la terre, que l'atmosphère contient constamment une si grande quantité de vapeurs aqueuses. Nous savons que c'est par les variations de la température qu'elles se dilatent ou qu'elles se rapprochent, qu'elles forment les nuages, les brouillards, les pluies : ces dernières viennent fertiliser la terre, y répandre la vie, et suppléer à la déperdition constante des sources, des fleuves, des lacs, des rivières, etc., qui, pour la plupart, vont se verser dans les vastes profondeurs des mers, comme dans leur réservoir commun.

Eau de mer.

L'eau de mer est d'une saveur amère très désagréable, surtout lorsqu'elle est prise à la surface de l'océan ou près du rivage; elle n'est que salée quand on la retire à de grandes profondeurs; d'où l'on peut croire que c'est aux matières animales et végétales qui flot-

tent dessus et qui y sont accidentellement mêlées, qu'elle doit son amertume.

Elle ne se gèle qu'à 34° environ sous le o du thermomètre centigrade.

L'eau de mer a été examinée par un grand nombre de chimistes, et paraît renfermer, d'après leurs expériences, 0,03 d'hydro-chlorate de soude, plus une petite quantité d'hydro-chlorate de magnésie et d'hydro-chlorate de chaux, et de même aussi des sulfates de ces trois bases. M. Murray suppose que toutes les substances salines de l'eau de mer sont des hydro-chlorates accompagnés seulement de sulfate de soude, et que si on a trouvé dans cette eau des sulfates de magnésie et de chaux, c'est qu'ils se forment par la décomposition, produite par le sulfate de soude, des hydro-chlorates de ces deux bases, lorsque l'on concentre ces sels par l'évaporation. Cette hypothèse est très probable. Quoi qu'il en soit, si l'eau de mer n'était pas imprégnée de ces matières salines, l'immense quantité de substances animales et végétales qui s'y trouvent rassemblées se putréfierait, en exhalant des miasmes pestifères, qui deviendraient promptement funestes à tous les habitants de la terre.

Il paraît que la proportion des sels dans l'eau de mer ne diffère que de quelques millièmes, suivant les différentes latitudes où cette eau a été prise. Cependant, d'après les expériences de M. Bladh, elle contient plus de sel aux tropiques que vers l'équateur; et d'après celles de Wilcke, l'eau de la mer Baltique renferme beaucoup moins de sel que celle de l'Océan. Aussi, par une tempête d'ouest, cette matière peut y augmenter de presque 0,01.

167. Jusqu'à ce jour, toutes les recherches qui ont été faites pour trouver le moyen de rendre l'eau de mer potable ont été à peu près inutiles. Le seul procédé employé utilement est de la distiller et de la battre après avec le contact de l'air, encore, au bout de plusieurs jours, elle conserve un goût désagréable et saumâtre.

Après avoir considéré les principales propriétés de l'eau qui coule ou qui séjourne à la surface de la terre, l'état liquide, solide et de vapeurs qu'elle peut prendre par la présence ou l'absence du calorique, il nous reste à en étudier la composition et les usages.

C'est en distillant de l'eau douce qu'on parvient à la séparer du peu de matières salines qu'elle contient toujours. Celles-ci restent au fond de l'appareil distillatoire, tandis que l'eau, sous la forme de vapeur, vient se condenser dans les récipients. Il est nécessaire d'en distiller une assez grande quantité pour en rejeter les premières portions qui se chargent souvent de quelques substances étrangères provenant des vases.

Composition de l'eau.

168. C'est en décomposant une certaine quantité d'eau distillée dont on connaît le poids, en la portant dans une cornue de verre à l'ébullition, et en faisant passer sa vapeur, à la chaleur rouge cerise, sur de la tournure de fer bien décapée et bien brillante dans un tube de porcelaine verni intérieurement, qu'on parvient à connaître, par l'analyse, la composition de ce liquide. Du reste, on pèse séparément tous les produits, qui sont, d'une part, du gaz hydrogène; de l'autre, de la vapeur d'eau échappée à l'action du fer : cette vapeur vient se condenser dans un ré-

cipient entouré de glace; enfin, du deutoxide de fer. L'opération étant terminée, on trouve que l'eau est formée de 88 parties $\frac{88}{100}$ d'oxigène, et de 11 parties $\frac{11}{100}$ d'hydrogène en poids, ou, comme nous le savons déjà, de 1 volume d'oxigène et de 2 volumes d'hydrogène. L'exactitude de cette analyse se démontre par la synthèse (63), en combinant ensemble par l'étincelle électrique, dans l'eudiomètre de Volta, les deux gaz précités.

Lorsque l'on veut se procurer assez d'eau par la combustion du gaz hydrogène, on le fait arriver dans un grand ballon de verre rempli de gaz oxigène, par un tuyau percé d'un petit trou, et on l'enflamme à sa sortie par l'étincelle électrique. Au bout d'un certain temps, on voit l'eau se former en gouttelettes sur les parois intérieures du ballon.

Usages. Les usages de l'eau, dans la nature comme dans les arts, sont des plus importants et des plus nombreux.

A l'état liquide. A l'état liquide, l'eau est la boisson naturelle de tous les animaux. C'est le seul fluide dans lequel peuvent vivre une très grande quantité d'entre eux; c'est par son action dissolvante qu'elle porte au sein des animaux et des végétaux les parties utiles à leur nutrition, et qu'elle leur permet d'exhaler les substances superflues et nuisibles; c'est par cette même faculté qu'elle offre à la médecine cette nombreuse variété d'eaux minérales, ces cristallisations considérables, naturelles et artificielles, qui fournissent tant de ressources à la pharmacie et aux arts. Elle sert encore au lavage des mines, etc. Tout le monde connaît l'énorme consommation qu'on en fait dans l'économie domestique.

L'eau, à l'état solide, sert à renouveler nos glacières, à produire des froids artificiels, à donner un des bons moyens de mesurer la chaleur spécifique des corps, à graduer les thermomètres, etc. Enfin les médecins la regardent dans cet état comme un très puissant sédatif. A l'état solide.

A l'état de vapeurs, l'eau, par l'absence du calorique, se condense et forme les rosées, les pluies, par lesquelles la terre est fécondée. Mêlée à l'air dans l'atmosphère, elle le rend propre à entretenir l'existence de tous les êtres organiques qui couvrent la superficie du globe. Enfin c'est sur l'évaporation de l'eau que sont fondées différentes applications, telles que les machines dites *à vapeurs*. Nous avons vu (23 *bis*) qu'on l'emploie pour chauffer au moyen d'une seule chaudière un grand nombre de bains dans l'art du teinturier, et nous ajouterons qu'on commence à l'employer pour échauffer les appartements, au moyen de tuyaux de cuivre placés sous le parquet dans lesquels on la fait passer. Personne n'ignore que les légumes, etc., cuits par son action, sont beaucoup plus savoureux. A l'état de vapeurs.

De l'eau oxigénée ou du peroxide d'hydrogène.

169. Le peroxide d'hydrogène, découvert par M. Thénard en 1818, est un liquide incolore comme l'eau ordinaire; son odeur est si faible qu'elle est insensible pour presque tout le monde; sa saveur est difficile à exprimer; appliqué sur la langue, il la blanchit et la picote; de même il attaque l'épiderme très promptement, quelquefois subitement, le blanchit et

cause des picotements, dont la durée varie en raison de la sensibilité des individus et de la quantité de la liqueur; la peau elle-même finirait par être détruite si on renouvelait le contact du peroxide. Les papiers colorés par le tournesol et le curcuma, mis dans l'eau oxigénée perdent leur couleur peu à peu et deviennent même blancs. La tension de ce liquide est plus faible que celle de l'eau ordinaire, d'où il résulte qu'on peut le concentrer dans le vide; il peut aussi par ce moyen se vaporiser sans se décomposer. Soumis à un froid de 30° sous 0, il reste liquide : aussi, lorsqu'il ne contient que trente ou quarante fois son volume d'oxigène, il peut se partager en deux parties, l'une à l'état de glace et l'autre à l'état liquide beaucoup plus oxigéné. M. Thénard a trouvé que la densité du peroxide d'hydrogène à son *maximum* de saturation, est de 1,452. Alors la liqueur renferme 475 fois son volume de gaz oxigène sous la pression de 76 centimètres et à la température de 14° centigrades.

Soumise à l'action du calorique, l'eau oxigénée perd son oxigène proportionnellement à l'élévation de température, et d'autant moins qu'elle en est moins saturée. A 20° + 0, le dégagement de ce gaz est très sensible, et à 100° l'effervescence est des plus considérables, et il serait dangereux de tenter cette expérience, à cette température, dans un vase à col étroit, même sur un gramme de liquide.

Traversée par la lumière directe, l'eau oxigénée n'éprouve d'altération qu'au bout de quelque temps, et soumise à l'action de la pile, elle se comporte comme l'eau ordinaire; seulement le dégagement de l'oxigène est beaucoup plus considérable, ce qui doit être.

M. Thénard toutefois fait observer qu'il n'a point recueilli les gaz pour les examiner.

170. En considérant d'une manière générale l'action des différents corps sur le peroxide d'hydrogène, on voit que les uns, tels que le fer, l'étain, l'antimoine, le tellure, la silice, l'alumine, l'oxide de chrôme, le protoxide et le deutoxide d'antimoine, etc., n'ont point d'action sensible sur lui; car dans leur contact ils ne lui font éprouver aucune effervescence. Plusieurs matières végétales, et presque toutes les matières animales isolées, sont encore dans ce cas : la fibrine est peut-être, de ces dernières, la seule qui fasse exception. D'autres le rendent plus stable : tels sont en général les acides. Cependant M. Thénard fait observer que, lorsqu'ils sont de nature végétale, et qu'on porte l'eau oxigénée qui les contient à l'ébullition, il arrive quelquefois qu'on obtient au lieu d'oxigène un mélange de ce gaz et d'acide carbonique; d'où il présume qu'il y a production d'eau pendant l'opération : c'est surtout ce qu'il a remarqué en faisant bouillir de l'acide tartarique avec le peroxide d'hydrogène. D'autres corps, en décomposant l'eau oxigénée, s'unissent avec une partie de son oxigène, et mettent l'autre en liberté avec une vive effervescence : tels sont l'arsenic, le molybdène pulvérisé, etc.; ces deux métaux par là prennent l'état d'acides. Le potassium et le sodium agissent avec plus de violence; la combustion est très vive et instantanée : dans tous les cas il se dégage toujours plus ou moins de calorique. On observe qu'il y a des corps qui, tout en opérant la décomposition du peroxide d'hydrogène, se décomposent eux-mêmes : tels sont les oxides d'ar-

gent, d'or, de platine, etc. Enfin il y en a qui produisent, à la température ordinaire, la décomposition de l'eau oxigénée sans éprouver du contact de ses éléments la moindre altération : tels sont l'argent, le platine, l'or, le palladium, le peroxide de manganèse, celui de cobalt, etc. L'action de ces corps est d'autant plus énergique qu'ils sont réduits en poudre plus fine : telle est encore la manière d'agir des tissus organiques des animaux, comme ceux des reins, des poumons, de la rate, du foie, etc.

Préparation. 171. C'est en se procurant du nitrate de baryte parfaitement pur, et en le décomposant, à une haute température, dans une cornue de porcelaine, par une calcination continuée jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'oxigène, ce que l'on reconnaît en introduisant une allumette dans le col de la cornue, qu'on parvient à obtenir le protoxide de barium. La baryte ainsi obtenue est réduite promptement en morceaux de la grosseur de l'extrémité du pouce, et ensuite placée dans un large tube de verre luté, qu'on entoure de feu de manière à le faire rougir légèrement; on y fait arriver ensuite un courant de gaz oxigène desséché, en le faisant passer au travers de fragments de chlorure de calcium, et l'on continue de la sorte jusqu'à ce que le protoxide de barium soit converti en deutoxide. Le caractère de ce dernier est de se déliter par quelques gouttes d'eau sans produire de chaleur; sa couleur est blanche grisâtre. Quelque chose que M. Thénard ait fait, il n'a pu l'obtenir parfaitement exempt de traces de manganèse, dont la présence s'annonce par de petites taches vertes qui le recouvrent constamment çà et là.

172. On prépare l'eau oxigénée en dissolvant le deutoxide de barium dans de l'acide hydro-chlorique; d'où il résulte de l'hydro-chlorate de protoxide de barium et de l'eau faiblement oxigénée. Versant ensuite une certaine quantité d'acide sulfurique dans la dissolution, on précipite la baryte à l'état de sulfate, et la liqueur ne renferme plus que de l'acide hydro-chlorique et de l'eau oxigénée. Répétant ensuite plusieurs fois ces deux opérations, en versant successivement dans le liquide du deutoxide de barium, puis de l'acide sulfurique, on finit par charger l'eau de beaucoup d'oxigène; il ne reste plus alors qu'à en séparer l'acide hydro-chlorique et ensuite à la concentrer. On y parvient d'abord en y ajoutant du sulfate d'argent, puis de la baryte, après quoi l'on filtre et l'on place la liqueur sous la cloche de la machine pneumatique, à côté d'une capsule, remplie d'acide sulfurique concentré, et l'on y fait le vide. La théorie de cette opération est fort simple : chaque fois que l'on met du deutoxide de barium dans la liqueur, l'acide hydro-chlorique, en s'unissant à lui, le fait passer à l'état de protoxide, et par conséquent le force à céder à l'eau la quantité d'oxigène qu'il avait absorbée pour passer à l'état de deutoxide. L'acide sulfurique s'empare ensuite de la base, avec laquelle il forme un sel insoluble, et permet à l'acide hydro-chlorique d'agir sur de nouvelles quantités de deutoxide, et ainsi de suite. Enfin, lorsque l'on veut séparer l'acide hydro-chlorique restant toujours dans l'eau oxigénée, on emploie le sulfate d'argent, qui cède son oxide à l'acide hydro-chlorique pour former un chlorure d'argent insoluble, et laisse son acide dans la li-

queur, dont on le sépare par la baryte. On voit donc qu'en dernier résultat, il ne reste que de l'eau plus ou moins chargée d'oxigène, que l'on concentre, comme il a été dit, après l'avoir séparée par le filtre de tous les dépôts formés par les sels insolubles.

Usages. L'eau oxigénée a déjà été employée pour restaurer des dessins gâtés. (*Voyez* Annales de chimie et de physique, tome XIV, p. 221.

De l'oxide de carbone.

173. L'oxide de carbone est un gaz qui fut obtenu pour la première fois par Priestley, en calcinant de l'oxide de zinc avec du charbon. Ce corps, vu son inflammabilité, fut confondu par ce chimiste avec l'hydrogène carboné. Cruikshanks en Angleterre, et MM. Clément et Désormes en France, ayant répété son expérience, reconnurent que ce nouveau gaz était un composé de carbone et d'oxigène, auquel il ne manquait qu'une plus grande proportion de ce dernier fluide pour devenir acide carbonique.

Propriétés physiques. L'oxide de carbone est un gaz invisible comme l'air, sans odeur ni saveur, insoluble dans l'eau; sa pesanteur spécifique est, suivant Cruikshanks, de 0,956, et, suivant M. Thénard, de 0,96783 : il ne rougit point la teinture de tournesol; il éteint les corps en combustion et fait périr promptement les animaux qui le respirent.

Le calorique, l'électricité, n'ont point d'action sur le gaz oxide de carbone, et ce corps ne peut s'unir à l'oxigène qu'à la chaleur rouge; alors il absorbe la moitié de son volume de ce gaz, et donne lieu à un volume égal au sien d'acide carbonique, en pro-

duisant un dégagement de calorique et de lumière. On peut encore l'unir avec le gaz oxigène, en enflammant leur mélange par l'étincelle électrique.

Le gaz oxide de carbone brûle avec une flamme bleue en donnant peu de lumière.

Aucun des corps combustibles ne le décompose à la température ordinaire; un très petit nombre seulement en opère la décomposition à l'aide de la chaleur : tels sont le potassium et le sodium, qui s'emparent de son oxigène en mettant son carbone à nu.

Acide chloroxi-carbonique.

Lorsque l'on fait un mélange de parties égales de chlore et de gaz oxide de carbone bien secs, et qu'on l'expose aux rayons solaires, il se contracte de la moitié de son volume, et se transforme en un nouveau gaz acide, appelé *gaz acide chloroxi-carbonique*, qui est sans couleur, d'une odeur suffocante et analogue à celle du chlorure d'azote, qui provoque les larmes, rougit fortement la teinture de tournesol, et éteint subitement les corps en combustion. La pesanteur spécifique de ce corps est de 3,399.

Préparation.

C'est en chauffant fortement dans une cornue de grès ou de fer, remplie presque entièrement d'un mélange, à parties égales, de limaille de fer et de carbonate de baryte parfaitement desséché, qu'on se procure le gaz oxide de carbone pur; dans cette opération le fer s'empare d'une portion de l'oxigène, de l'acide carbonique, et forme un oxide qui s'unit avec celui du carbonate; tandis que l'oxide de carbone qui en résulte se dégage par un tube recourbé, adapté au col de la cornue, et va se rendre sous des flacons pleins d'eau; pour l'avoir sans aucun mélange d'air,

il faut en laisser perdre au commencement de l'opération une certaine quantité.

On peut encore obtenir ce gaz en décomposant par la chaleur de l'oxalate de plomb ; dans ce cas, il est mêlé avec l'acide carbonique, qui en provient aussi ; on les sépare au moyen d'une solution de potasse caustique.

Le gaz oxide de carbone est un corps sans usages.

De l'oxide de phosphore.

174. L'oxide de phosphore est solide, blanc, quelquefois rouge, insipide, son odeur est à peu près la même que celle du phosphore ; il entre moins facilement en fusion que ce corps, et il brûle rapidement dans le gaz oxigène et même dans l'air ; il forme, à la température bouillante, avec le potassium et le sodium des oxides métalliques phosphorés.

M. Thénard pense que l'oxide blanc est à l'état d'hydrate ; en effet, ce corps se forme à la surface des cylindres de phosphore que l'on conserve sous l'eau, et il est probable que pendant sa formation il s'unit avec une partie de ce liquide.

Lorsque l'on s'est servi plusieurs fois de phosphore pour faire l'analyse de l'air atmosphérique, ce corps paraît impur, et pour le purifier on le distille. On trouve alors au fond de la cornue une matière rouge que l'on considère comme étant l'autre oxide de phosphore, qui, de même que le précédent, est sans usages.

De l'oxide de sélénium.

D'après M. Berzélius, le sélénium paraît être sus-

ceptible de produire un oxide gazeux en s'unissant à l'oxigène; mais comme ce corps n'a pu encore être obtenu parfaitement pur, et que, d'ailleurs, il est sans usages, nous renvoyons le lecteur aux Annales de chimie et de physique, tome 9, page 176.

De l'oxide de chlore.

175. L'oxide de chlore, découvert en 1811 par M. Davy, qui lui donna le nom d'*euchlorine*, est un gaz d'un jaune vert, plus foncé que le chlore; son odeur a quelque chose d'analogue à celle du sucre brûlé et a celle du chlore. Sa pesanteur spécifique, calculée d'après sa composition, est de 2,3818. Il rougit d'abord les couleurs bleues végétales et les détruit ensuite. L'eau, à la température et la pression ordinaires, peut en dissoudre huit à dix fois son volume: d'où l'on voit que l'oxide de chlore est beaucoup plus soluble dans ce liquide que son radical même. Historique

La plus faible chaleur décompose tout à coup l'oxide de chlore; la chaleur de la main est souvent suffisante. Dans tous les cas, il se transforme en 40 parties de chlore et en 20 parties d'oxigène; d'où il résulte qu'il est composé d'un volume du premier, et d'un demi-volume du second.

C'est en chauffant légèrement, dans une petite cornue de verre, 20 à 25 grammes de chlorate de potasse, avec 60 grammes d'acide hydro-chlorique, d'une densité d'environ 1,105, qu'on se procure un gaz qui se rend par un tube recourbé adapté au col de cette cornue, dans des flacons pleins de mercure, et Préparation.

renversés sur un bain de ce liquide. Ce gaz est l'oxide de chlore mêlé d'un peu de chlore, dont on le débarrasse en le laissant pendant 24 heures en contact avec le mercure. La théorie de cette opération est très simple; l'acide hydro-chlorique se partage en deux parties, la première s'empare de la potasse du chlorate, et forme de l'hydro-chlorate de potasse qui reste au fond de la cornue, la seconde enlève par son hydrogène une certaine quantité d'oxigène à l'acide chlorique, d'où il résulte de l'eau, qui reste aussi dans la cornue, du chlore et de l'oxide de chlore, qui se dégagent ensemble. On voit donc que le chlore provient de l'acide hydro-chlorique, et l'oxide de chlore de l'acide chlorique.

Deutoxide de chlore.

On prépare un autre oxide de chlore, que M. Thomson regarde comme un deutoxide, en formant une pâte avec du chlorate de potasse pulvérisé et de l'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau; lorsqu'elle est sèche on l'introduit dans une petite cornue de verre, dont on plonge la panse dans de l'eau chaude; on l'y maintient ainsi pendant quelque temps, et on a soin que la température de l'eau ne s'élève pas au degré de son ébullition. Du reste, le gaz qui est plus foncé en couleur que le précédent est reçu comme lui dans des flacons pleins de mercure et renversés sur un bain de ce liquide.

La découverte de ce corps est due à M. Davy, qui en publia la description en 1815.

Les oxides de chlore n'ont point d'usages.

Du protoxide d'azote.

176. Le protoxide d'azote désigné d'abord sous le nom de *gaz nitreux déphlogistiqué*, et ensuite par les dénominations *d'oxide nitreux*, d'*oxide d'azote*, d'*oxidule d'azote*, est un gaz qui fut découvert en 1772 par Priestley; il est sans couleur, sans odeur, soluble dans un peu moins de la moitié de son volume d'eau, à la température de 15°, et sous la pression de 76 centimètres; il lui communique une saveur sensiblement sucrée. Sa pesanteur spécifique est de 1,5269. Historique. Propriétés.

Ce gaz, de même que l'oxigène, a la faculté de rallumer les bougies qu'on y plonge, pourvu qu'elles présentent encore quelques points en ignition; aussi il active la combustion mieux que l'air ordinaire.

Soumis à l'action d'une température très élevée, il se transforme en acide nitreux et en azote; l'oxigène et l'air sont sans action sur lui.

Presque tous les corps combustibles simples, à l'aide de la chaleur, décomposent le protoxide d'azote, s'emparent de son oxigène et mettent l'azote en liberté. Il n'y a que le chlore, l'iode et l'azote, qui restent sans action sur ce corps, ainsi que les métaux des deux dernières sections, et probablement plusieurs rangés dans la quatrième.

Le protoxide d'azote est toujours un produit de l'art; on l'obtient en chauffant doucement, dans une petite cornue de verre, du nitrate d'ammoniaque desséché; les produits sont, de l'eau qui se condense, et ce gaz qui va se rendre, par un tube recourbé adapté au col Préparation.

de la cornue, sous des flacons pleins d'eau. La théorie est simple : le sel employé est formé d'acide nitrique, composé d'azote et d'oxigène, d'ammoniaque, formé d'azote et d'hydrogène. Ces trois principes se combinent évidemment dans un nouvel ordre : l'hydrogène et l'azote de l'ammoniaque s'unissent avec une partie de l'oxigène de l'acide nitrique, d'où il résulte de l'eau et du protoxide d'azote; on voit que l'acide est ramené au premier degré d'oxigénation par les principes constituants de l'ammoniaque.

Le protoxide d'azote est composé d'un volume d'azote et d'un demi-volume d'oxigène condensé en un seul.

Le protoxide d'azote a sur l'économie animale une action fort étrange. Quoiqu'il soit impropre à la respiration, plusieurs chimistes anglais et français des plus distingués ont osé le respirer en assez grande abondance. A en croire les premiers, ils n'ont éprouvé d'abord qu'un sentiment d'étourdissement qui a promptement été suivi de sensations analogues à une douce pression sur tous les muscles, accompagnée de frémissements très agréables. Les seconds, au contraire, sont tombés en défaillance et dans un état de souffrance extrême qui, heureusement, n'a pas duré longtemps.

Du deutoxide d'azote.

Historique. 177. Le deutoxide d'azote, découvert par H. Ales, est un gaz que plusieurs chimistes appellent encore *gaz nitreux*, *oxide nitreux*, *oxide nitrique*, *oxide d'azote*. Ce gaz est sans couleur, comme l'air, presque complétement insoluble dans l'eau, sans action

sur la teinture de tournesol; on ne peut juger de son odeur, car, dans son contact avec l'air atmosphérique, à la température ordinaire, il s'empare subitement de l'oxigène, et forme une vapeur rutilante d'acide nitreux qui a une action violente sur les organes de la respiration : il est impropre à la combustion. Sa pesanteur spécifique est de 1,0390. D'où l'on voit que dans les mêmes circonstances elle est moindre que celle du protoxide d'azote; ce qui dépend de ce que le volume d'oxigène et le volume égal d'azote qui le constituent n'éprouvent aucune condensation lorsqu'ils s'unissent.

De même que le protoxide d'azote, le deutoxide est décomposé par le calorique et par un courant d'étincelles électriques.

A la température ordinaire, il n'éprouve aucun changement par le contact des corps combustibles simples; il est, au contraire, décomposé par un assez grand nombre à l'aide de la chaleur rouge. Il est facile de prévoir quels doivent en être les produits en considérant que les principes qui le constituent sont l'oxigène et l'azote, et en se rappelant quelle est l'action de ces deux gaz sur les corps simples.

Préparation.

C'est en décomposant l'acide nitrique par le cuivre qu'on se procure le deutoxide d'azote. A cet effet on met dans un petit flacon de verre à deux tubulures une soixantaine de grammes de tournure de cuivre, puis on adapte à l'une des tubulures un tube recourbé, propre à recueillir les gaz, qui s'engage sous des flacons pleins d'eau, et un tube en S à l'autre, par lequel on verse une centaine de grammes d'acide nitrique. L'action est vive; on obtient pour produit du deuto-

nitrate de cuivre qui reste dans le flacon, et du deutoxide d'azote, qui se dégage et se rend dans les récipients. Les premières portions doivent en être rejetées parce qu'elles contiennent de l'acide nitreux, formé par l'oxigène de l'air des vases et de plus l'azote de cet air. Du reste, la théorie est fort simple ; l'acide nitrique se partage en deux parties, la première cède au cuivre une certaine quantité de son oxigène, et passe ainsi à l'état de deutoxide d'azote, tandis que la seconde s'unit à l'oxide de cuivre formé et constitue le nitrate de cuivre.

CHAPITRE II.

Des oxides métalliques.

178. Les composés binaires, connus sous le nom d'*oxides métalliques*, sont le résultat de la combinaison, dans de certaines proportions, de l'oxigène avec les métaux. Leur découverte a dû suivre la marche progressive de celle de ces derniers; or, comme le plus grand nombre des métaux ne sont connus que depuis une cinquantaine d'années, il s'ensuit que la connaissance de la plupart des oxides métalliques n'est faite que depuis cette époque.

Nous avons vu que ce qui les distingue plus particulièrement des oxides non métalliques, c'est la faculté qu'ils ont, à un certain degré d'oxidation, de

s'unir aux acides, et d'en neutraliser les propriétés pour former des sels.

Presque tous les chimistes se sont occupés de l'étude des oxides métalliques. Avant que, par l'action de la pile électrique, M. Davy eût découvert des métaux dans les alkalis, et eût publié ses belles expériences à ce sujet, on regardait une grande partie de ces alkalis comme des matières même qui n'étaient ni des corps combustibles ni des corps brûlés; mais, comme ils avaient, ainsi que les oxides métalliques, la faculté de s'unir immédiatement aux acides pour former des sels, et d'en neutraliser les propriétés en éprouvant le même effet de la part de ces corps, Lavoisier les avait désignés sous le nom collectif de *bases salifiables*, et cette dénomination avait été reçue généralement.

On les divisait en terres et en alkalis. Les matières terreuses, sèches, pulvérulentes, peu ou point sapides, très peu solubles dans l'eau, inaltérables à l'air, et qui avaient une plus faible *attraction* pour les acides que les alkalis, formaient la première classe, et s'appelaient terres; celles-ci se divisaient encore en *terres arides* et en terres *alkalines*. Ce sont les mêmes corps qui forment aujourd'hui, *par analogie*, les oxides, et par suite les métaux de la première section.

Les substances d'une saveur âcre et urineuse, plus ou moins caustiques, fusibles ou volatiles, solubles dans moins de 200 parties d'eau, pouvant dissoudre ou du moins altérer fortement les matières animales, changer en vert les couleurs bleues végétales, et possédant aussi la propriété de s'unir aux acides, mais plus énergiquement que les terres, composaient le genre ou

la classe des alkalis. Ceux-ci se subdivisaient en *alkalis fixes* et en *aklalis volatils*. Le mot alkali paraît être d'origine arabe, il désignait une plante qui, par l'incinération, fournissait une cendre dont on retirait, par le lavage, la soude ou l'un des alkalis. Cette plante s'appelle maintenant encore *salsola kali*, et sert au même usage.

On trouve encore dans beaucoup d'ouvrages de chimie qui ont paru jusque dans ces derniers temps la division des bases salifiables, 1° en *terres pures*, 2° en *terres alkalines*, 3° en *alkalis fixes*, 4° en *alkali volatil*, et 5° en *oxides métalliques*. Toutes ces différentes dénominations n'étant pas rigoureusement exactes, et ne pouvant plus servir, vu l'état actuel de la science, nous allons étudier tous les corps qu'elles désignent, excepté l'ammoniaque, sous le nom générique d'oxides; quelquefois, cependant, nous nous servirons du mot alkali et de la dénomination de bases salifiables.

Propriétés physiques.

179. Tous les oxides, à la température ordinaire, sont solides et cassants; plusieurs sont brillants en masse; tous sont ternes lorsqu'ils sont en poussière, le plus grand nombre est diversement coloré, et les autres sont blancs; tous sont inodores excepté celui d'osmium; insipides, excepté ceux de la seconde section et le deutoxide d'arsenic et l'oxide d'osmium; tous ont, en général, une pesanteur spécifique moindre que celle des métaux qui leur servent de bases; il n'y a guère que quelques oxides de la seconde section qui ne soient pas dans ce cas. Tous sont plus pesants que l'eau, aucun d'eux n'a d'action sur la teinture de tournesol, et la plupart ramènent au

bleu cette teinture rougie par les acides[1]. L'oxide de magnésium de la première section et ceux de la deuxième sont les seuls qui verdissent le sirop de violettes et qui rougissent la couleur du curcuma.

Propriétés chimiques.

180. Lorsque l'on soumet les oxides métalliques à l'action du calorique, ils se comportent différemment soient qu'ils aient le contact de l'air, soit qu'ils soient chauffés en vases clos. Si l'on se rappelle ce qui a été dit (107 *bis*), il est facile de voir que ceux de la première section ne peuvent être décomposés par ce fluide, et qu'au contraire ceux des deux dernières sections n'ont pas même besoin d'une chaleur très élevée pour reprendre l'état métallique et céder tout leur oxigène. Nous savons aussi que les métaux des trois autres sections absorbent ce gaz à la plus haute température, en conséquence leurs oxides ne sont pas réductibles par le calorique seul. Nous dirons que parmi ces derniers il y en a qui, par une chaleur presque rouge, abandonnent une portion de leur oxigène, et passent à un moindre degré d'oxidation, tels sont les deutoxides de calcium, de strontium, de zinc, de nickel; les tritoxides d'antimoine, de cuivre et de plomb; d'autres, au-dessus de cette température, se comportent de la même manière, tels sont les deutoxides de barium, de sodium, d'urane, de cobalt, de cuivre, de plomb et le tritoxide de manganèse :

[1] Les couleurs bleues qu'on retire des végétaux, par infusion dans l'eau, sont extrêmement tendres; il suffit d'une goutte d'un acide puissant pour en rougir une assez grande quantité : on pense qu'elles sont dues à la combinaison d'un oxide avec une couleur rouge; d'où il suit que lorsque l'on verse dedans un acide, il s'empare de l'oxide, et met la couleur rouge à nu; et ensuite, quand on ajoute un oxide, celui-ci neutralisant l'acide fait reparaître la couleur bleue.

aussi la plus grande partie d'entre eux sont préparés par des procédés particuliers, et au-dessous de la chaleur rouge, quoique leurs métaux puissent s'unir à l'oxigène bien au-dessus de cette température; mais dans ce cas ils ne peuvent le faire que jusqu'à un certain point d'oxigénation. Tandis que ceux-ci perdent par la chaleur une portion de leur oxigène, il en est d'autres qui, au contraire, absorbent par son action une nouvelle quantité de ce gaz : tels sont les protoxides de barium, de plomb, de cuivre, de fer, etc.

Parmi tous les oxides il n'y a que les oxides d'arsenic et d'osmium qui soient volatils : ils le sont au-dessous de la chaleur rouge.

Les oxides de la première section, les protoxides de barium, de strontium et de calcium, sont presque infusibles; il faut un feu d'hydrogène et d'oxigène pour les faire entrer en fusion. Ceux des deux dernières sections, excepté celui d'osmium qui est très fusible, abandonnent tout leur oxigène avant d'y entrer, et les métaux qui en proviennent se comportent comme il a été dit (107 *bis*).

Quoique la température varie, en général, pour opérer la fusion des oxides de la troisième et quatrième section, on peut toujours la produire dans un fourneau de forge; bien entendu que ceux qui à une haute température perdent une partie de leur oxigène passent à un moindre degré d'oxigénation avant de se fondre.

On remarque, en général, que les oxides des métaux très fusibles le sont eux-mêmes. Tels sont les oxides de potassium, de sodium, de plomb, etc.

La lumière n'a d'action tout au plus que sur les

oxides de la dernière section : on croit qu'elle peut réduire les oxides d'or et même d'argent.

Action de la pile électrique.

181. Tous les oxides métalliques, sauf ceux de la première section, peuvent être décomposés par la séparation de leurs électricités naturelles : à cet effet on les humecte légèrement, puis on les met en communication avec les fils d'une pile électrique en action, et l'on observe presque aussitôt que le métal se rend à l'extrémité du fil adapté au pol négatif, et l'oxigène à celle du fil adapté au pôle positif. Lorsque le métal peut s'allier au mercure, on favorise grandement l'opération en formant avec de l'eau et l'oxide réduit en poudre une espèce de capsule qu'on remplit de mercure et qu'on place sur une plaque adaptée au bout du fil positif, puis l'on porte l'extrémité du fil négatif dans le mercure. Après un certain temps la capsule contient un amalgame fort épais qu'on décompose en le distillant avec de l'huile de naphte, si le métal qu'on veut extraire appartient à la deuxième section.

Action du fluide magnétique.

Le fluide magnétique est sans action connue sur les oxides métalliques. Les proto et deutoxides de fer sont les seuls sensibles à celle du barreau aimanté.

Action de l'hydrogène.

182. Les oxides, à la température ordinaire, n'éprouvent aucun changement par le contact du gaz hydrogène. Tous, par une chaleur plus ou moins élevée, peuvent être réduits ou du moins ramenés à un moindre degré d'oxidation par ce corps, excepté ceux de la première section. Dans tous les cas, ce gaz s'unit à l'oxigène de l'oxide, forme de l'eau qui se dégage en vapeur, et va se condenser dans les récipients. C'est ordinairement dans la partie moyenne d'un tube de porcelaine, placé horizontalement dans un fourneau

à réverbère, qu'on met l'oxide; ce tube doit être assez long pour que ses deux extrémités sortent du fourneau, et permettent d'adapter à l'une un tube de verre partant d'un flacon d'où se dégage de l'hydrogène, et à l'autre un tube recourbé plongeant dans un flacon à deux tubulures, entouré de glace pilée, destiné à recevoir la vapeur. L'appareil étant ainsi disposé, l'on chauffe, et lorsqu'il ne se produit plus d'eau on recueille les produits. Du reste on adapte à la seconde tubulure du flacon un tube recourbé propre à recueillir les gaz.

Action du carbone.

183. Il n'y a que les oxides métalliques de la première section, et ceux de barium, de strontium et de calcium de la deuxième, que le charbon ne puisse réduire à l'aide du calorique, encore ramène-t-il ces trois derniers du degré de deutoxide à celui de protoxide; dans tous les cas, on obtient le métal ou le protoxide d'une part, et du gaz acide carbonique ou du gaz oxide de carbone de l'autre; de l'acide carbonique lorsque l'oxide, comme ceux des deux dernières sections est facile à réduire, quelle que soit d'ailleurs la quantité de charbon employée, et dans les mêmes circonstances du gaz oxide de carbone si l'oxide métallique est d'une réduction difficile. Enfin l'on a, si l'oxide n'est ni très facile ni très difficile à réduire, un dégagement de l'un ou de l'autre de ces deux gaz, selon qu'on emploie une plus ou moins grande quantité de charbon.

Nous avons vu, en étudiant les métaux, que le charbon est le principal agent qu'on emploie pour la réduction de ces corps dans l'exploitation des mines.

Action du phosphore.

184. Le phosphore, de même que l'hydrogène et le carbone, est sans action sur les oxides de la pre-

mière section. Il peut former des phosphures d'oxides avec les protoxides de la deuxième, et en général une certaine quantité de proto-phosphates et des oxides phosphorés avec les deutoxides de cette même section. Lorsqu'un oxide des autres sections a beaucoup d'affinité pour son oxigène, on obtient, en le chauffant avec le phosphore, un phosphate d'une part, et un phosphure métallique de l'autre, d'où il suit que le phosphore ainsi que l'oxide se partagent en deux parties; la première du phosphore devient acide phosphorique par l'oxigène de la première portion de l'oxide qui se décompose, et s'unit aussitôt à la seconde de ce même oxide non réduit pour constituer le phosphate, tandis que le métal provenant de la décomposition de la première partie de l'oxide se combine pour donner naissance au phosphure à la seconde partie du phosphore. Lorsque l'oxide est très facile à réduire, comme l'oxide d'or par exemple, il ne se produit point de phosphate; on obtient seulement un phosphure et de l'acide phosphorique. Dans tous les cas, la décomposition de la plupart des oxides par le phosphore a constamment lieu avec production de calorique et de lumière.

Oxides phosphurés.

Pour obtenir les oxides phosphurés de la deuxième section, dont plusieurs ont des propriétés remarquables, on prend un tube de verre fermé par un bout, et on le recouvre d'un lut terreux, ensuite on y met une certaine quantité de phosphore pour en remplir la douzième partie de la longueur, puis on finit de le remplir de fragments de l'un des oxides que l'on veut préparer, jusqu'auprès de son ouverture, qu'il faut alors effiler à la lampe, après quoi, plaçant le tube verticalement au milieu d'un fourneau rempli de char-

bon, on allume celui-ci à sa surface afin que la combustion puisse se propager de haut en bas de manière que l'oxide soit déjà rouge lorsque le phosphore commence à fondre et à se volatiliser; on continue l'opération jusqu'à ce qu'il ne paraisse plus de flamme à l'ouverture du tube.

Parmi les six oxides phosphurés de la deuxième section on ne prépare ordinairement que ceux de barium, de strontium et de calcium; ces trois oxides étant combinés avec le phosphore ont la faculté, à la température ordinaire, de décomposer l'eau; d'où il résulte d'une part du gaz hydrogène qui, s'unissant aussitôt au phosphore, forme de l'hydrogène per-phosphoré qui s'enflamme par le contact de l'air, et de l'autre, un hypo-phosphite qui reste dans le liquide et un phosphate qui s'y dépose.

Lorsque ces trois oxides phosphorés sont bien préparés ils sont d'un brun-noir avec éclat métallique.

Si, au lieu de faire agir par la voie sèche le phosphore sur les oxides des métaux, on le met dans l'eau en contact avec ces corps, il n'a plus guère d'action que sur ceux de la deuxième et de la dernière section, encore est-il nécessaire de l'aider par la chaleur; avec les oxides alkalins il décompose l'eau, d'où il résulte de l'hydrogène phosphoré qui se dégage, et des hypophosphites et des phosphates qui restent dans la liqueur, tandis qu'avec les autres de la sixième il forme de l'acide phosphorique en s'emparant de leur oxigène et en mettant leur métal en liberté.

Action du soufre.

185. De même que les autres corps combustibles dont nous venons d'étudier l'action sur les oxides métalliques, le soufre n'agit sur aucun de ceux formant

la première section : il décompose, au contraire, à l'aide du calorique tous ceux des cinq dernières, et donne naissance à différents produits : il forme des sulfures et des sulfates avec les oxides de la deuxième section, et avec les autres des quatre dernières, il les réduit promptement en se partageant en deux parties ; par l'une, il leur enlève leur oxigène, de là de l'acide sulfureux qui se dégage, et des métaux devenus libres qui se combinent presque toujours avec l'autre portion de soufre et constituent des sulfures métalliques.

Les oxides de la deuxième section peuvent former avec le soufre des sulfures d'oxides, en les employant, comme nous avons dit de les employer, avec le phosphore pour préparer les oxides phosphurés.

Lorsque l'on fait agir le soufre sur les oxides métalliques au moyen de l'eau et à l'aide de la chaleur, son action a lieu principalement sur ceux des métaux alkalins ; dans l'opération une portion de l'eau est décomposée, l'hydrogène et l'oxigène qui en proviennent, en s'unissant au soufre, produisent d'une part de l'acide hypo-sulfureux, et du soufre hydrogéné de l'autre, qui, en s'unissant chacun avec une partie de l'oxide, donnent naissance à un hypo-sulfite et à un hydro-sulfure sulfuré ; celui-ci est toujours soluble, il n'en est pas de même de l'autre.

Le sélénium peut s'unir à la plupart des oxides, surtout aux protoxides. Action du sélénium.

186. C'est en faisant passer, au-dessus de la chaleur rouge, un courant de chlore gazeux desséché par le chlorure de calcium, dans un tube de porcelaine contenant dans sa partie moyenne des oxides métalliques, qu'on observe l'action de ce gaz sur ces corps, Action du chlore.

il n'en a aucune sur ceux de la première section, excepté l'oxide de magnésium qu'il décompose, comme ceux des cinq dernières, en s'emparant du métal avec lequel il forme un chlorure ; tandis qu'il met l'oxigène en liberté, celui-ci est reçu par un tube de verre recourbé sous des flacons pleins d'eau.

Lorsque le chlore est dissous dans l'eau et que l'on y met des oxides métalliques, il en résulte, à la température ordinaire, avec la plupart d'entre eux, des chlorures d'oxides et quelque temps après des chlorates et des hydro-chlorates. C'est surtout ce qui a lieu avec ceux de la deuxième section, et ce que nous offre plus particulièrement la potasse. On voit d'après cela que l'eau est encore décomposée, que ses principes constituants s'unissent séparément au chlore, et produisent de l'acide chlorique et de l'acide hydro-chlorique, qui, en se combinant chacun avec une portion de l'oxide, donnent naissance aux deux sels précités.

Action de l'iode.

L'iode, à une température élevée, reste sans action sur la plupart des oxides métalliques ; il peut s'unir avec ceux de barium, de strontium et de calcium. Il décompose ceux de potassium, de sodium, de bismuth et de plomb, pour former des iodures métalliques en dégageant leur oxigène. Il peut aussi donner naissance à des iodures avec les protoxides de cuivre et d'étain, en s'emparant d'une partie du métal qui leur sert de base ; mais alors l'oxigène, au lieu de se dégager, fait passer la portion d'oxide non décomposée à l'état de peroxide ; celle-ci se trouve mêlée avec l'iodure. Du reste, l'iode est sans action sur les autres oxides irréductibles par eux-mêmes.

Lorsque l'on fait agir l'iode dans l'eau sur les

oxides métalliques de la deuxième section, et sur celui de magnésium de la première, il en résulte, par les différentes affinités qui se déterminent, des iodates peu ou point solubles et des hydriodates très solubles. On voit que dans ce cas l'eau est encore décomposée, et que ces deux principes constituants, en s'unissant à l'iode, forment l'acide iodique et l'acide hydriodique, et par suite les sels précités.

Action de l'azote.

A toute sorte de température, l'azote, par son incombustibilité, reste sans action sur les oxides métalliques.

Action des métaux.

187. L'action des métaux sur ces mêmes corps est très variée. Elle dépend de la température, de la combustibilité du métal, de la nature de l'oxide et de sa cohésion particulière, de celle du métal, de leur volatilité, et surtout de leur affinité respective pour l'oxigène. On peut dire, en général, que les métaux d'une section qui précède peuvent toujours réduire, à l'aide de la chaleur, les métaux des sections suivantes.

Action des composés des combustibles simples.

Jusqu'à un certain point on pourrait prévoir quelle serait l'action sur les oxides métalliques des composés formés des corps combustibles simples entre eux, d'après leur composition, leur affinité réciproque, et en se rappelant la manière dont leurs principes constituants agissent séparément sur ces corps.

Action des acides.

Les composés provenant de l'action des acides sur les oxides forment une des principales branches de la chimie; nous ne l'étudierons qu'à l'article des sels.

État naturel.

Puisque toutes les différentes terres connues sont aujourd'hui considérées comme étant des oxides métalliques même, et que ces corps mêlés ou unis entre eux, ou bien encore combinés avec les acides, forment,

pour le moins, plus des trois quarts de la partie solide du globe, on pourrait croire qu'il en existe beaucoup de parfaitement purs dans la nature, et c'est ce qui n'est pas; en effet, on n'y en rencontre qu'un petit nombre; ces oxides sont: ceux de silicium et d'aluminium, le peroxide de manganèse, le deutoxide d'étain, les deuto et tritoxides de fer, le deutoxide d'arsenic, l'oxide de chrôme, d'urane, de titane, et le protoxide de cuivre.

Préparation. 188. On connaît au moins cinq ou six procédés
1er procédé. pour obtenir les oxides métalliques. Le premier consiste à chauffer plus ou moins un métal en limaille, s'il n'entre pas facilement en fusion, avec le contact de l'air ou du gaz oxigène, et à l'agiter avec une spatule de manière à en renouveler continuellement la surface jusqu'à ce qu'il soit totalement oxidé.

2e procédé. On exécute le deuxième, en faisant fondre un sel quelconque dans de l'eau distillée, filtrant ensuite la liqueur, on y ajoute après une solution des protoxides de sodium ou de potassium purs ou légèrement carbonatés, ou bien encore de l'ammoniaque liquide. On se sert de celle-ci lorsque l'oxide qu'on veut obtenir est soluble dans les deux autres, et l'on emploie la potasse ou la soude quand ce même oxide est au contraire soluble dans l'ammoniaque. Dans tous les cas, on ajoute un excès de l'une de ces trois bases, de façon que la liqueur soit très caustique et que l'oxide ne retienne plus du tout d'acide.

Il est facile de juger ce qui se passe dans l'opération: la potasse, la soude ou l'ammoniaque, s'emparent de l'acide, et forment un sel soluble qui reste dans la liqueur, tandis que l'oxide mis en liberté se

précipite. Il est inutile de faire observer que ce procédé n'est employé que pour décomposer les sels dont les oxides sont insolubles, comme ceux de la première et de la plupart des quatre dernières sections. Dans tous les cas, lorsque le dépôt est formé, on décante la liqueur; quelquefois on l'enlève avec un siphon, puis on la remplace par de l'eau très claire, et l'on agite l'oxide avec elle: l'on continue ainsi de décanter et de laver plusieurs fois; après quoi, l'on filtre et l'on recueille l'oxide que l'on fait sécher peu à peu. Si l'air avait de l'action sur ce corps, on le chaufferait légèrement dans une cornue, pour en opérer la dessiccation.

NOMS DES OXIDES SENSIBLEMENT SOLUBLES DANS L'EAU, ÉTANT PRÉCIPITÉS DE LEURS DISSOLUTIONS.

Par la potasse et la soude, surtout en excès.	*Par l'ammoniaque, surtout en excès.*
Silice.	Oxide de magnésie.
Alumine.	Oxide de zinc.
Glucyne.	Oxide de cadmium.
Oxide de zinc.	Deutoxide d'arsenic.
Oxide de zinc, particulièrement le deutoxide.	Protoxide et deutoxide de cuivre.
Deutoxide d'arsenic.	Oxide d'argent.
Deutoxide et tritoxide d'antimoine.	Deutoxide et tritoxide d'antimoine.
Oxide de tellure.	Oxide de tellure.
Protoxide de plomb.	Protoxide de nickel.
	Protoxide de cobalt.
	Protoxide de fer.
	Deutoxide d'étain.
	Deutoxide de mercure.
	Deutoxide d'or.
	Deutoxide de platine.

3e procédé. C'est en décomposant dans un creuset à la chaleur rouge les carbonates, qu'on se procure les oxides par le troisième procédé : pendant l'opération, l'acide se dégage, et l'on a l'oxide pour résidu. On continue la calcination jusqu'à ce que ce résidu ne fasse plus effervescence avec les acides puissants. Les carbonates de baryte, de potasse et de soude, étant les seuls indécomposables par le calorique, ne peuvent servir à procurer leurs bases par ce procédé.

4e procédé. Le quatrième procédé consiste à décomposer par le calorique les nitrates, de la même manière que les carbonates. Leur acide se décompose et produit de l'oxigène, de l'azote et de l'acide nitreux, qui, étant gazeux, se dégagent et laissent l'oxide pour résidu, qui, s'il peut absorber l'oxigène à la température où se fait l'opération, s'en empare et passe ainsi à un degré plus élevé d'oxidation : tel est le protoxide et le deutoxide de fer. On doit continuer la calcination jusqu'à ce que le résidu ne produise plus de vapeurs blanches ou rouges par l'acide sulfurique. Quoique l'on puisse se procurer bien des oxides par ce procédé, on ne l'emploie guère que pour préparer les oxides de barium, de strontium et le deutoxide de mercure.

5e procédé. On se sert du cinquième procédé pour former les oxides des métaux qui ont trop de cohésion pour se laisser dissoudre dans l'acide nitrique. Pour le pratiquer, on réduit en poudre ces métaux, et on les fait digérer dans un excès de cet acide; celui-ci leur cède une portion de son oxigène, et, quand ils sont tout-à-fait attaqués, on fait évaporer la liqueur et on calcine légèrement le résidu.

Suivant M. Thénard, on pratique le sixième procédé en mettant en contact avec un excès d'eau oxigénée faible certains protoxides que l'on désire suroxider. On doit les employer en dissolution lorsqu'ils sont solubles, et en gelée quand ils sont insolubles. C'est ainsi qu'il prépare les deutoxides de calcium, de strontium, de zinc, de nickel, et le tritoxide de cuivre. 6e procédé..

Enfin, nous savons aussi que l'on peut se procurer certains oxides par une forte décharge électrique, et nous verrons que ceux de sodium et de potassium s'obtiennent, pour le besoin des arts, par l'incinération des végétaux, et ensuite par le lavage de leurs cendres qui fournissent des sous-carbonates que l'on décompose par l'oxide de calcium.

189. Il y a des oxides qui, comme ceux de potassium, de sodium et de manganèse, contiennent plus du tiers de leur poids d'oxigène, tandis que d'autres, au contraire, n'en renferment que quelques centièmes. M. Berzélius a fait voir, par un grand nombre de recherches, que les oxides métalliques paraissent être soumis à des lois de composition qui sembleraient s'écarter de la loi générale à laquelle sont sujets tous les composés résultants de la saturation des corps qui possèdent de fortes affinités, quoique l'oxigène ne se combine avec les métaux que dans un petit nombre de proportions, et que, dans les différents oxides qui en proviennent, les quantités d'oxigène et de base soient en général dans un rapport simple. Ainsi, par exemple, le deutoxide peut renfermer une fois et demie ou deux fois autant d'oxigène que le protoxide, etc. Composition

Usages. Les usages des oxides métalliques dans la nature et dans les arts sont très nombreux et très importants; on peut s'en convaincre en considérant que, seuls ou combinés avec les acides, les oxides forment la plus grande partie de la matière solide du globe; que leur emploi est énorme dans les verreries, faïenceries, poteries, comme dans les manufactures de porcelaines, dans les ciments, les mortiers, etc. Le nombre de ceux utilisés, tant dans les arts que dans la médecine, n'est que de vingt-neuf.

DES OXIDES DE LA PREMIÈRE SECTION.

Les oxides de la première section ne sont autre chose que les terres connues avant la brillante découverte des métaux alkalins, sous les noms spécifiques de *silice*, *zircone*, *thorine*, *alumine*, *yttria*, *glucyne* et *magnésie*, desquels on a formé les noms latins suivants : *silicium*, *zirconium*, *thorinium*, *aluminium*, *yttrium*, *glucynium* et *magnésium*, pour désigner les métaux qui sont censés leur servir de base.

On pourrait encore les considérer comme des corps simples, puisque jusqu'à présent on n'a pu parvenir à les décomposer, quoique, pour plusieurs d'entre eux, quelques chimistes distingués aient annoncé le contraire; mais leurs propriétés ont tant de ressemblance avec des oxides de la deuxième section, qu'il est extrêmement probable qu'ils sont, comme ces derniers, composés d'un métal et d'oxigène.

De la silice ou *oxide de silicium.*

190. On regardait autrefois la silice ou oxide de silicium comme l'élément terreux ou l'origine de toutes les terres. Cet oxide a été connu sous les noms de *terre siliceuse* ou *silicée*, de *terre quartzeuse*, de *terre vitrifiable*. Nous avons vu dans les généralités des oxides, qu'il est, ainsi que ceux de sa section, infusible ou apyre : en outre il est rude au toucher ; il raie et use les métaux ; il est insoluble dans l'eau et dans la plupart des acides, et fusible par les alkalis, en formant avec eux le composé connu sous le nom de *verre*. Sa pesanteur spécifique est de 2,66. Historique.

Il existe très abondamment dans la nature, et l'on peut dire qu'il constitue la majeure partie des terres de la surface du globe. En effet, on le rencontre dans les montagnes primitives sous la forme de roche connue sous le nom de *quartz*, y formant quelquefois des lits immenses, ou même composant des montagnes entières. Le silex, l'agate, le jaspe, le grès et la plus grande portion des sables, des cailloux ou des pierres scintillantes ne sont presque formés que de cet oxide. Le *quartz hyalin limpide*, ou le cristal de roche, paraît en être entièrement formé.

C'est en calcinant à la chaleur rouge, dans un creuset, une partie de sable blanc ou de silex pulvérisé, avec deux parties de potasse caustique, jusqu'à ce que le tout entre en fusion, qu'on procède à l'extraction de la silice. Lorsque la masse est fondue, on la coule dans une bassine, et on la fait bouillir dans trois ou quatre fois son poids d'eau : elle s'y dissout ; on filtre Préparation.

ensuite la liqueur, si elle n'est pas bien transparente, puis on y ajoute un excès d'acide sulfurique ou nitrique, ou hydro-chlorique étendu d'eau. L'acide s'empare de la potasse et forme un sel soluble qui reste dans la liqueur, tandis que la silice se précipite à l'état gélatineux; on la lave et on la fait sécher, après quoi on la calcine de nouveau: la poudre blanche qui en provient est regardée comme de la silice pure.

Usages. L'oxide de silicium a de très grands usages: il sert au moulage en sable, à clarifier les eaux, à l'extraction du fer, aux poteries, aux verreries, à faire des ciments, etc.

La silice s'unissant très bien avec les oxides, et ne se combinant que difficilement avec les acides, il conviendrait de la mettre au rang de ces derniers, comme l'ont proposé plusieurs savants chimistes.

De la zircone ou *oxide de zirconium.*

191. La zircone est sans usages, blanche, douce, insipide, etc.: sa pesanteur spécifique est de 4,3. Lorsqu'elle est chauffée au rouge, elle noircit d'abord et devient ensuite étincelante comme si elle éprouvait une véritable combustion. Elle a été découverte en 1809 par Klaproth, de Berlin, dans une pierre précieuse qui nous vient de Ceylan, sous le nom de *jargon* ou *zircon*. Guyton-Morveau l'a trouvée dans l'hyacinthe en 1796. La zircone peut s'unir avec différents acides, et former des sels qui pour la plupart sont insolubles. Ceux qu'elle forme avec les acides hydro-chlorique, nitrique, acétique, benzoïque et malique, sont solubles, et se laissent précipiter, 1° en

Réactifs des sels de zircone.

blanc, par l'oxalate d'ammoniaque et le tartrate de potasse; 2° en blanc, par le carbonate d'ammoniaque; un excès de celui-ci redissout le précipité.

De l'oxide de thorinium.

Historique. L'oxide de thorinium est une nouvelle terre extrêmement rare et sans usages, découverte par M. Berzélius, dans le *deutofluate de cérium* et dans le *fluate de cérium et d'yttria*, deux minéraux nouveaux. M. Berzélius lui a donné le nom de *thorine*, en mémoire d'une ancienne divinité scandinave appelée *Thor*. Cette substance est blanche, insipide et insoluble, pouvant absorber l'acide carbonique à la température ordinaire et l'abandonner à la chaleur rouge, et pouvant s'unir avec plusieurs acides. M. Berzélius est peut-être le seul chimiste qui ait vu cette terre, encore n'a-t-il pu s'en procurer qu'un demi-gramme.

De l'alumine ou *oxide d'aluminium.*

Historique. L'alumine, en 1754, fut regardée par Margraff comme une terre distincte de toutes les autres terres connues : il lui donna le nom d'*argile*. Cette substance a été ensuite appelée, par Guyton-Morveau, *alumine*, parce qu'elle fait la base de l'alun. Elle est blanche, douce sous le doigt, happant à la langue, se durcissant au feu en se rétrécissant, faisant pâte avec l'eau, dont elle arrête l'écoulement lorsqu'elle en est saturée, se séchant en feuillets, pouvant se combiner avec la plupart des acides et former des sels astringents, prenant une grande dureté par

son mélange avec la silice et l'eau. Sa pesanteur spécifique est de 2,000.

On ne rencontre guère l'alumine pure dans la nature : elle y existe abondamment mélangée avec d'autres oxides, et particulièrement avec la silice; elle fait la base des argiles, des terres glaises; elle existe aussi dans les schistes, les stéatites, etc., et souvent unie avec l'acide sulfurique.

Préparation. C'est en décomposant, par le deuxième procédé (188), le sulfate d'alumine ou l'alun du commerce, qu'on se procure l'alumine.

Usages. L'alumine pure sert dans les laboratoires à préparer quelques sels. A l'état d'argile, elle est employée dans une foule d'arts pour faire les poteries, pour glaiser les bassins, pour fouler les draps, etc.

Réactifs des sels d'alumine. Les sels qu'elle forme par sa combinaison avec les acides sont, pour la plupart, solubles dans l'eau : ils laissent précipiter de leurs dissolutions, 1° en blanc, par le phosphate d'ammoniaque; 2° en blanc floconneux, qui devient promptement jaune et qui reste permanent, par l'hydriodate de potasse.

L'acide tartarique, l'oxalate d'ammoniaque, l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux, et la teinture de noix de galle, ne produisent point de précipités dans les sels d'alumine en dissolution.

De l'yttria ou *oxide d'yttrium.*

Historique. L'yttria a été découverte par Gadolin, en 1794, dans un minéral trouvé en 1787 dans le canton d'Ytterby en Suède. Elle est blanche, sans saveur ni odeur, insoluble; pesant spécifiquement 4,842; sans action

sur l'oxigène, absorbant l'acide carbonique à la température ordinaire, et le laissant dégager à une chaleur élevée; du reste elle n'a point d'usages.

De la glucyne ou *oxide de glucynium.*

192. La glucyne est une terre distincte trouvée par M. Vauquelin, en 1798, dans l'émeraude. Elle a été appelée *glucyne* parce que les sels solubles qu'elle forme sont doux et sucrés; elle est blanche, insipide, pesant spécifiquement 2,967; sans action sur l'air ou l'oxigène, absorbant l'acide carbonique comme l'yttria, à la température ordinaire, et le laissant dégager à une chaleur élevée. La glucyne existe encore dans l'euclase et l'aigue-marine. Historique.

De la magnésie ou *oxide de magnésium.*

193. La magnésie, première terre alkaline, a été longtemps confondue avec la chaux : ce n'est qu'en 1755 que Black, le premier, l'a considérée comme une terre particulière. Historique.

L'oxide de magnésium est blanc, doux au toucher, inodore, insipide, insoluble dans l'eau, se resserrant et devenant un peu phosphorique par la chaleur, verdissant sensiblement le sirop de violettes et l'infusion de fleurs de mauves. Sa pesanteur spécifique est de 2,3. Propriétés.

On ne rencontre dans la nature l'oxide de magnésium qu'uni avec les acides carbonique, sulfurique, nitrique, hydro-chlorique, ou bien encore combiné avec divers oxides dans certaines pierres, comme État naturel, et préparation.

par exemple, dans celles nommées écume de mer, stéatites, ardoises, amiante, mica, serpentine, etc. On l'obtient en décomposant le sulfate de magnésie, sel qui existe abondamment dans les eaux de la mer, et dans celles de plusieurs sources, par la potasse ou la soude (2^e procédé).

Usages. On emploie la magnésie, 1° comme réactif, 2° pour saturer les acides qui tiennent les bases salifiables végétales en combinaison, telles que la morphine, la strychnine, la vératrine, etc.; on s'en sert en pharmacie pour suspendre dans l'eau le camphre, l'opium, les résines et gommes résines; enfin, on la prescrit en médecine contre les aigreurs de l'estomac, et comme un léger purgatif; elle sert aussi contre les empoisonnements parles acides.

Réactifs des sels de magnésie. Les sels que forme la magnésie sont, pour la plupart, solubles dans l'eau et susceptibles de cristalliser. Lorsque l'on verse dans la solution de l'un d'eux de la potasse ou de la soude il s'y fait un précipité blanc floconneux, et quand on remplace ces deux oxides par l'ammoniaque, il se forme un sel ammoniaco-magnésien et un précipité de magnésie; celle-ci a beaucoup de tendance à former des composés triples, et la base avec laquelle elle s'unit plus facilement est l'ammoniaque.

DES OXIDES DE LA DEUXIÈME SECTION.

Les six métaux qui dans leur union avec l'oxigène forment cette section peuvent tous fournir deux oxides différents, excepté le lithium. Outre les propriétés communes aux oxides que nous avons vues en étudiant les généralités de ce genre de corps, nous dirons

que plusieurs de la seconde section ont encore, en se dissolvant dans l'eau, celle de perdre une portion de leur oxigène, tels sont les deutoxides de potassium et de sodium.

Des oxides de calcium.

194. La chaux, ou protoxide de calcium, a été connue dans les siècles les plus reculés, c'est l'une des terres les plus abondantes dans la nature. Elle existe dans toutes les parties du globe, et forme une portion considérable des montagnes secondaires; mais, à la vérité, elle s'y trouve toujours combinée, surtout avec les acides carbonique, sulfurique et phosphorique. Par son union avec le premier elle constitue les nombreuses variétés de marbre, et la craie d'où, par la calcination, on la retire pour le besoin des arts. Historique.

La chaux calcinée est blanche, grisâtre, facile à pulvériser, d'une saveur âcre et urineuse, caustique, verdissant fortement les couleurs bleues végétales, telles que celles des raves, des mauves, des violettes, rougissant celle du curcuma: sa pesanteur spécifique est de 2,3. Propriétés physiques.

Soumise au plus grand feu que nous puissions produire, la chaux reste infusible. L'oxigène et l'air atmosphérique sont sans action sur elle, seulement elle attire l'humidité de ce dernier, en s'échauffant un peu, et l'acide carbonique; alors elle se gonfle, se fend, blanchit, tombe en poussière et passe à l'état de sous-carbonate. Ces différents phénomènes ont lieu bien plus rapidement et avec beaucoup plus d'intensité, lorsqu'on la met en contact avec l'eau; dans ce cas, elle s'échauffe beaucoup en réduisant en Propriétés chimiques.

vapeurs une partie de l'eau qu'elle solidifie, et devient quelquefois lumineuse dans l'obscurité quand on ne verse dessus qu'un peu de ce liquide ; en continuant d'en ajouter, elle s'y dissout dans la proportion d'un 400^{e}, et le reste s'y détrempe. On dit alors qu'elle est *éteinte*.

Extraction. C'est en décomposant à une haute température (3^{e} procédé) les carbonates calcaires, qu'on se procure la chaux. On reconnaît qu'elle est débarrassée de tout son acide carbonique, lors qu'elle ne produit plus d'effervescence avec les acides puissants.

Composition Le protoxide de calcium paraît formé de 100 parties de calcium, et de 39,063 d'oxigène.

Usages. La chaux, dans certains lieux, est employée en agriculture pour fertiliser les champs, pour chauler le blé ; on s'en sert en pharmacie et en chimie, comme réactif et pour préparer une foule de corps : tels que la potasse et la soude caustiques, l'ammoniaque, etc. Tout le monde connaît son utilité dans les arts.

Réactifs des sels de chaux. La plupart des sels de chaux sont insolubles, et peuvent tous être décomposés en les faisant bouillir dans de l'eau, avec le sous-carbonate de potasse ou de soude, qui leur enlève leurs acides et leur cède le sien ; il en résulte des sels de potasse ou de soude solubles, et un sous-carbonate de chaux insoluble facile à reconnaître.

Les sels de chaux solubles laissent précipiter leur base par les deux mêmes alkalis, tandis que l'ammoniaque ne leur fait éprouver aucun changement.

Du deutoxide de calcium.

C'est en versant peu à peu dans de l'eau oxigénée acide, contenant dix à douze fois son volume d'oxigène, de l'eau de chaux, qu'on obtient une poudre blanche qui, d'après M. Thénard, est le deutoxide de calcium. Suivant le même auteur, on peut avoir ce deutoxide en lames brillantes et nacrées en ajoutant beaucoup d'eau de chaux à la fois. Il contient le double d'oxigène que le protoxide.

De la baryte ou *oxide de barium.*

195. La baryte, nommée ainsi à cause de sa pesanteur, fut considérée pour la première fois comme terre particulière par Schéele; Bergmann l'appela terre pesante à cause du spath pesant dont elle fait la base. Historique.

La baryte est blanche, grisâtre, facile à réduire en poudre, d'une saveur plus caustique que celle de la chaux; elle n'a pas d'odeur sensible; prise à l'intérieur, elle est, ainsi que les oxides de sa section, un poison violent; elle verdit fortement les couleurs bleues végétales; sa pesanteur spécifique est, selon Fourcroy, de 4,00. Propriétés.

La baryte se durcit au feu, et acquiert intérieurement une couleur verte bleuâtre; elle est fusible au chalumeau. Cependant Lavoisier a trouvé le contraire.

Lorsque l'on calcine cet oxide, avec le contact de l'air, il absorbe de l'oxigène et de l'acide carbonique, et nous avons vu (171) qu'en le chauffant à la chaleur

rouge dans le gaz oxigène il absorbait ce fluide et se transformait en deutoxide

A l'air humide et à la température ordinaire, la baryte se gonfle, se boursoufle, devient plus blanche, absorbe de l'acide carbonique et de l'eau, et augmente du 5^{e} de son poids avant que de s'éteindre. Lorsqu'on la met en contact avec l'eau elle bouillonne et produit un grand degré de chaleur; elle est soluble à froid dans 20 parties de ce liquide, et dans la moitié moins d'eau bouillante; elle cristallise par refroidissement en longs prismes à quatre pans efflorescents à l'air. Elle peut se vitrifier avec la silice et l'alumine, qu'elle colore en vert. Elle n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec l'acide carbonique et sulfurique; elle peut s'unir avec tous les acides et former des sels, qui ont pour principaux caractères d'être pour la plupart, comme ceux de chaux, insolubles dans l'eau; presque tous sont susceptibles de cristalliser, et tous peuvent être décomposés en les faisant bouillir avec du sulfate de potasse ou de soude; il en résulte un sulfate de baryte insoluble.

Réactifs des sels de baryte.

C'est en décomposant par le calorique le nitrate de baryte dans un creuset, qu'on se procure le protoxide de barium (4^{e} procédé).

Préparation.

L'oxide de barium contient sur 100 parties de barium, 11,669 d'oxigène.

Composition

La baryte est le réactif le plus énergique pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique ou d'un sulfate dans un liquide quelconque. Cristallisée, elle peut servir, d'après M. Gay-Lussac, à reconnaître de l'alcool absolu ou anhydre, qui, s'il ne contient pas d'eau, ne trouble pas sa transparence, et la rend opaque ou la

Usages.

délite, dans le cas contraire. On s'en sert en médecine comme d'un fondant très actif, mais son emploi exige la plus grande prudence.

Du deutoxide de barium.

Outre le procédé indiqué (171), pour obtenir le deutoxide de barium, on peut, d'après M. Thénard, le préparer comme le deutoxide de calcium. Ce corps est à peine sapide, d'un gris blanc, verdissant le sirop de violettes ; chauffé, avec le contact de l'air, il perd une portion de son oxigène en absorbant de l'acide carbonique. Il n'existe pas dans la nature et sert à préparer l'eau oxigénée ; il contient le double d'oxigène que le protoxide.

De la strontiane ou *oxide de strontium.*

196. La strontiane, découverte dans un fossile provenant de la mine de plomb de Strontian dans l'Argyleshire en Ecosse, fut confondue d'abord avec le carbonate de baryte. Crawfort, ayant remarqué quelques différences entre sa dissolution et celle de baryte, dans l'acide muriatique ou hydro-chlorique, annonça en 1790 que ce devait être une terre particulière. Klaproth, en 1793 et 1794, confirma cette assertion, et donna à cette terre le nom de strontiane. Historique.

L'oxide de strontium ou la strontiane, est d'un blanc gris, en fragments solides, poreux, âcre, plus caustique que la chaux, verdissant les couleurs bleues végétales : sa pesanteur spécifique est, selon quelques auteurs de 1,647, et selon d'autres de 4,00. Il se dis- Propriétés physiques.

sout dans quarante parties d'eau froide et dans la moitié d'eau bouillante, d'où il résulte qu'il est de la moitié moins soluble dans l'eau que l'oxide de barium. Il cristallise par le refroidissement.

État naturel. La strontiane n'existe point dans la nature à l'état de pureté, mais toujours combinée avec les acides carbonique et sulfurique ; on trouve cette base dans beaucoup de fossiles, particulièrement dans la montagne de Montmartre, près de Paris.

Préparation. C'est en décomposant le nitrate de strontiane par la chaleur dans un creuset, qu'on se procure l'oxide de strontium (4° procédé).

Réactifs des sels de strontiane. La strontiane est moins vénéneuse que la baryte, et a moins d'affinité pour les acides, aussi en est-elle séparée par cette dernière. Ses sels sont généralement plus solubles que ceux de baryte, mais moins que les sels de chaux. Ils sont tous précipités de leurs dissolutions par les sulfates, phosphates et oxalates de potasse ou de soude : le succinate d'ammoniaque ne les fait point précipiter dans leurs dissolutions ; ce qui sert à les distinguer des sels de baryte en liqueur, car dans ceux-ci il se manifeste de suite un précipité par l'addition de ce réactif. Un papier imbibé d'une solution de strontiane ou d'une solution d'un sel de cette base brûle avec une flamme rouge.

Composition L'oxide de strontium a sur 100 parties de strontium, 18,273 d'oxigène.

Usages. La strontiane n'est employée que pour colorer en rouge la flamme des lampes à esprit-de-vin dans les illuminations ; elle sert aussi comme réactif dans les laboratoires.

Deutoxide de strontium.

On prépare le deutoxide de strontium, qui, à l'état d'hydrate, est en petites lames blanches satinées et brillantes, en procédant comme il a été dit pour obtenir le deutoxide de calcium. Il contient, comme ce dernier, le double de l'oxigène de son protoxide.

De l'oxide de lithium.

L'oxide de lithium est un alkali puissant, qui a été trouvé en 1818 par M. Arfwedson dans un minéral appelé pétalite de la mine Duto, en Suède. Cet oxide est blanc, très caustique, sans odeur, verdissant fortement le sirop de violettes, réductible par la pile, sans action sur l'air, seulement il en absorbe l'acide carbonique et reste parfaitement sec. On l'a aussi trouvé dans un minéral connu sous le nom de *spodumène* ou *triphane*. Du reste, il forme quelques sels et est très rare; aussi est-il sans usages. Historique.

Cet oxide a sur 100 parties de lithium, 78,23 d'oxigène. Composition

De la potasse ou *oxide de potassium.*

197. Quoique la potasse ou protoxide de potassium, unie à l'acide carbonique, comme on l'obtient des cendres de bois, ait été connue des anciens, et que les alchimistes l'aient beaucoup employée, on ne l'avait point examinée à l'état de pureté avant 1786, époque ou Berthollet publia un procédé pour l'obtenir Historique.

parfaitement pure. On lui avait donné le nom d'*alkali végétal, sel de tartre, potasse :* ce dernier signifie *cendre de pot;* il a été conservé dans le commerce pour désigner le sous-carbonate de potasse ; en chimie il signifie quelquefois le protoxide de potassium, ou la *potasse caustique.*

Propriétés. Le protoxide de potassium est blanc, inodore ou presque inodore, extrêmement caustique, verdissant fortement les couleurs bleues végétales à l'état d'hydrate, désorganisant les substances animales à tel point qu'appliqué sur une partie quelconque du corps, il la détruit presque d'une manière instantanée ; de là le nom de *pierre à cautère* qu'on lui a donné en pharmacie. Il est très déliquescent, se dissolvant dans la moitié de son poids d'eau, s'unissant à ce liquide avec chaleur. Sa pesanteur spécifique est de 1,7085.

Lorsque le protoxide de potassium est parfaitement sec, il n'est pas conducteur de l'électricité, et nous avons vu (122 et 181) que quand il est humecté on peut le décomposer par la pile. A la température ordinaire, il absorbe l'eau et l'acide carbonique de l'air et se résout en liqueur; à une chaleur élevée, il en absorbe aussi de l'oxigène, d'où il résulte du peroxide de potassium, de l'hydrate de protoxide et du proto-carbonate de la même base, qui tous, par le renouvellement continuel de l'air, se convertissent en sous-carbonate de potasse.

État naturel. Le protoxide de potassium ne se rencontre point dans la nature que combiné avec les acides carbonique, sulfurique, hydro-chlorique, dans plusieurs plantes, avec l'acide tartarique, dans les raisins avec l'acide nitrique; dans les terrains salpêtrés. M. Vau-

quelin l'a trouvé dans la leucite, le feld-spath, et dans quelques produits volcaniques.

Cet oxide a tellement d'affinité pour l'eau qu'à la chaleur rouge il en retient le quart de son poids. Pour l'obtenir pur, on calcine ensemble deux parties de potassium avec une partie de deutoxide de ce métal. Préparation.

Il a sur 100 parties de potassium, 19,945 d'oxigène. Composition

Le protoxide pur est sans usages; on ne l'emploie qu'à l'état d'hydrate (226), quoique se rencontrant dans la composition du verre, du savon mou et de tous les sels nombreux à base de potasse, etc. Usages.

Les sels de potasse sont presque tous solubles dans l'eau; en versant dans la solution de l'un d'eux de l'acide tartrique liquide, il s'y dépose très promptement des petits cristaux de sur-tartrate de potasse (crème de tartre). Réactifs des sels de potasse.

Le meilleur réactif des sels de potasse est l'hydrochlorate de platine en liqueur, qui, versé dans leurs dissolutions, y produit un précipité orangé. A la vérité, cet effet a lieu aussi dans celles des sels d'ammoniaque; mais en traitant le précipité par la chaux ou par l'hydrate de potasse, il est facile d'en connaître la nature.

Deutoxide de potassium.

Ce corps, découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard en 1810, est solide, d'un jaune verdâtre, caustique, verdissant le sirop de violettes, plus pesant que le potassium, fusible au-dessus du rouge brun, réductible par la pile, indécomposable par la chaleur,

laissant dégager une portion de son oxigène dans son contact avec l'eau, etc.

On l'obtient en traitant le potassium par un excès d'oxigène sur le mercure (premier procédé). Il est sans usages, et contient trois fois autant d'oxigène que son protoxide.

De la soude ou *protoxide de sodium.*

État naturel, extraction et préparation.

198. La soude n'existe point dans la nature sans y être unie avec quelques acides; mais à l'état de carbonate, d'hydro-chlorate, de sulfate, elle y est très abondamment répandue : combinée avec l'acide carbonique on la rencontre dans plusieurs contrées de la terre, particulièrement en Égypte, d'où elle est connue sous le nom de *natron;* unie avec l'acide hydrochlorique elle forme des mines considérables de *sel gemme* et la majeure partie des sels des eaux de la mer, etc. C'est par l'incinération de plusieurs plantes marines et par le lavage de leurs cendres, ou bien encore par la décomposition du sel marin par l'acide sulfurique, et ensuite par celle du sulfate qui en provient au moyen du charbon et de la craie (carbonate de chaux), qu'on se procure en France la plus grande partie des sous-carbonates de soude employés dans les arts.

Propriétés.

Le protoxide de sodium pur est blanc, très caustique; son odeur et sa saveur sont analogues à celles du protoxide de potassium, et son action sur les matières animales est la même. Sa pesanteur spécifique est de 1,336.

Soumis bien sec à l'action de la pile, il reste indécomposable; et, s'il est humide, ses deux principes

constituants se séparent aussitôt. La chaleur lui fait éprouver les mêmes changements qu'au protoxide de potassium ; comme ce dernier, il attire l'acide carbonique de l'air et l'humidité, mais ne se liquéfie pas ; il s'effleurit, au contraire, après qu'il s'est uni à l'acide carbonique.

C'est en chauffant du sodium dans du gaz oxigène, qu'on prépare le protoxide de ce métal.

On ne l'emploie qu'à l'état d'hydrate (226), ou combiné avec les acides à l'état de sels. Usages.

Il a sur 100 parties de sodium, 33,995 d'oxigène. Composition

Deutoxide de sodium.

199. Le deutoxide de sodium s'obtient en chauffant dans du gaz oxigène du protoxide de sodium pur. Du reste, ses propriétés sont analogues à celles du deutoxide de potassium : comme lui, il est sans usages.

Les sels de soude ne laissent point former dans leurs dissolutions de précipités par l'hydro-chlorate de platine ni par l'acide tartrique; ce qui sert à les distinguer de ceux à base de potasse. Réactifs des sels de soude.

Tous les sels de soude dont les acides peuvent produire avec l'oxide de plomb des sels insolubles, peuvent être décomposés par l'acétate de plomb : il y a dans ce cas échange de base, production d'un acétate de soude, qu'on sépare par le filtre du sel de plomb insoluble, et qu'on fait évaporer jusqu'à siccité; ensuite on le calcine fortement, de manière à en décomposer et à en faire dégager l'acide : la soude seule reste, et il est facile de la reconnaître à ses propriétés.

DES OXIDES DE LA TROISIÈME SECTION.

Les cinq métaux qui composent la troisième section ayant la propriété d'absorber l'oxigène à la température la plus élevée, leurs oxides ne peuvent conséquemment être réduits par la chaleur seule. Ils sont au nombre de douze : quatre de manganèse, deux de zinc, trois de fer, deux d'étain et un de cadmium.

Des oxides de manganèse.

Propriétés.

200. Des quatre oxides que le manganèse peut former par son union avec l'oxigène, le peroxide seul est employé. Il est brun noirâtre, tantôt sous la forme de masses composées d'une multitude d'aiguilles brillantes, d'un gris d'acier, qui se croisent en tous sens, et tantôt sous celle de morceaux de différentes grosseurs, noirs, ternes, cassants, tachant les doigts, etc. Sa pesanteur spécifique est de 4,7563.

Composition

Il est composé, d'après M. Arfwedson, de 100 parties de manganèse et de 56,215 d'oxigène.

État naturel.

On le trouve abondamment répandu dans la nature en rognons, en filons, et même en couches dans beaucoup de pays : on le rencontre en France, en Lorraine et en Bourgogne, etc.; en Bohême et en Saxe, etc.; mais particulièrement en Angleterre dans le Devonshire, etc.

Dans les arts comme en chimie on l'emploie pour se procurer le chlore, et l'on s'en sert dans les laboratoires pour obtenir l'oxigène et les sels de manganèse.

C'est en décomposant, au rouge brun, dans des vaisseaux fermés, le nitrate de manganèse, qu'on se procure le tritoxide de ce métal. Il est noirâtre, solide et cassant, etc. (179 au 188). Tritoxide.

Sur 100 parties de manganèse, 42,16 d'oxigène. (M. Arfwedson.) Composition

On regarde l'oxide brun rouge qui reste dans la cornue, après avoir calciné le peroxide de manganèse pour en retirer de l'oxigène, comme le deutoxide de ce métal. Deutoxide.

Sur 100 parties de manganèse, 37,475 d'oxigène. (Le même.) Composition

C'est en décomposant le proto-sulfate de manganèse par la potasse, la soude ou l'ammoniaque, qu'on se procure un précipité qui, lavé dans des flacons fermés, avec de l'eau privée d'air, et séché dans le vide, est considéré comme le protoxide de manganèse. Ce corps est d'un blanc verdâtre et possède les propriétés générales des oxides (179 au 188). Protoxide.

Sur 100 parties de manganèse, 28,1077 d'oxigène. (Le même.) Composition

On croit que l'oxide de manganèse, qui fait partie du composé connu sous le nom de *caméléon minéral*, est beaucoup plus oxigéné que les quatre précédents; plusieurs chimistes le considèrent même comme un acide qu'ils nomment *manganésique*.

La plus grande partie des sels de manganèse sont solubles dans l'eau, et peuvent être décomposés par la potasse, la soude et l'ammoniaque. L'oxide qui en provient est de couleur blanche ou rougeâtre, et passe presque aussitôt au noir par son exposition à Réactifs des sels de manganèse.

l'air. L'hydro-cyanate de potasse ferrugineux produit dans la dissolution de ces sels un précipité blanc. L'acide gallique, le benzoate et succinate d'ammoniaque n'y forment pas de précipités.

Des oxides de zinc.

Historique. Protoxide.

201. Le protoxide de zinc, connu des anciens sous les noms de *pompholyx*, *lana philosophica*, *nihil album* et *fleurs de zinc*, est blanc, quelquefois grisâtre, fixe, difficile à fondre, insoluble dans l'eau, sans saveur, sans action sur le gaz oxigène et sur l'air, absorbant seulement l'acide carbonique de celui-ci, possédant en outre les propriétés communes aux oxides (du 179 au 188).

On rencontre abondamment dans la nature l'oxide de zinc en masses, quelquefois disséminé sous la forme de petits cristaux opaques ou limpides, colorés en rouge de sang par l'oxide de manganèse : telle est la mine de zinc rouge qu'on trouve dans les mines de fer du comté de Sussex en Angleterre ; souvent aussi il accompagne, uni avec la silice, les mines de plomb, et sa couleur alors est le blanc jaunâtre, le blanc bleuâtre, etc. : il y existe aussi en combinaison avec l'acide carbonique. Toutes ces variétés de mines sont connues sous le nom de *calamine*.

Préparation.

Le protoxide de zinc se prépare, par le premier procédé, à la chaleur rouge. Le métal qui lui sert de base brûle avec une flamme vive et très brillante, et se transforme en flocons blancs qu'on enlève avec une spatule au fur et à mesure que le creuset se rem-

plit. Quelque chose que l'on fasse, on en perd toujours un peu dans l'atmosphère, à moins d'opérer sa combustion sous une cloche ou sous un vase quelconque.

Il a sur 100 parties de zinc, 24,797 d'oxigène. Composition

L'oxide de zinc ainsi préparé est employé en pharmacie pour composer des pommades, collyres, etc. On l'a vanté pour les maladies des nerfs. Il est émétique à petite dose. Usages.

Du deutoxide de zinc.

202. L'oxide, précipité par la potasse ou la soude (deuxième procédé) du nitrate ou du sulfate de zinc, est considéré comme le deutoxide de zinc : pur, il est blanc, insipide, inodore, etc. (du 179 au 188).

Il contient un peu plus du double d'oxigène que son protoxide. Composition

Les sels que forme l'union des oxides de zinc avec les acides sont très nombreux et sont presque tous solubles dans l'eau ; leur dissolution est toujours incolore et transparente : ils sont tous précipités en blanc par la potasse et la soude, par l'acide hydro-sulfurique, par l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux, par l'hydro-sulfate de potasse, etc. Réactifs des sels zinc.

Des oxides de fer.

203. On se procure le protoxide de fer, par le deuxième procédé, en versant de la potasse ou de la Protoxide.

soude dans une dissolution de proto-sulfate de fer. Cet oxide, à l'état d'hydrate, est blanc, non vénéneux, absorbant, à la température ordinaire, l'oxigène, en passant du blanc au vert, etc. Ce corps est sans usages.

Composition. Sur 100 parties de fer, 28,3 d'oxigène.

Deutoxide. Le deutoxide de fer, connu autrefois sous le nom d'*éthiops martial*, est noir, non vénéneux, fusible, absorbant l'oxigène à une haute température; d'où l'on voit qu'il est irréductible par la chaleur seule, attirable à l'aimant, mais moins que le protoxide; insoluble dans l'eau, se dissolvant dans les acides, et formant des dissolutions d'un vert pâle, d'une saveur douceâtre et astringente, etc. (du 179 au 188).

État naturel. On trouve le deutoxide de fer très abondamment répandu dans la nature; il y forme des mines considérables dans les terrains primitifs. On le rencontre en masses dont la cassure est unie, quelquefois en lames droites, d'autres fois grenue, etc.; souvent en grains en cristaux, d'un volume assez considérable: la forme primitive de ces cristaux est un octaèdre régulier. Il existe en Suède, en Norwège, en Russie, en Allemagne, en France, en Italie, etc. Il constitue les mines de fer magnétique, auxquelles appartient l'aimant, et celles qui nous fournissent la plus grande partie du fer qu'on trouve dans le commerce.

Préparation. C'est en chauffant, à la chaleur rouge cerise, de la tournure de fer bien décapée dans un tube de porcelaine, et en faisant passer au travers un courant de vapeur d'eau, qu'on se procure le deutoxide bien pur:

une fois à ce degré d'oxidation le fer n'a plus assez d'affinité pour l'oxigène, pour continuer la décomposition de l'eau.

En pharmacie, on le prépare en tenant de la limaille de fer dans de l'eau à la température de 20 à 25° centigrades, et en l'agitant de temps en temps jusqu'à ce qu'elle soit convertie en *éthiops martial* ou deutoxide de fer.

Sur 100 parties de fer, 37,8 d'oxigène. Composition

Le tritoxide de fer est rouge, souvent d'une teinte jaune ou brune, fixe, fusible, non attirable à l'aimant, indécomposable par le calorique seul, insoluble dans l'eau, se dissolvant dans les acides, en formant des dissolutions jaunes ou brunes, absorbant l'acide carbonique à une température peu élevée, etc. (du 179 au 188). Tritoxide.

On peut se procurer le tritoxide ou peroxide de fer en soumettant de la limaille ou des batitures de fer à une chaleur élevée et en l'agitant dans un vase ouvert jusqu'à ce qu'elle soit convertie en une poudre rouge, connue en pharmacie sous le nom de *safran de mars astringent*. Le tritoxide de fer, connu dans le commerce sous le nom de *colcotar*, n'est que le résidu de la calcination du sulfate de fer. C'est à cet oxide que les ocres et les terres bolaires calcinées doivent leur couleur : on les appelle *brun rouge*, *rouge d'Angleterre*; elles servent à mettre en couleur les carreaux des appartements. Le tritoxide de fer fait aussi la base du *safran de mars apéritif*. On obtient celui-ci en exposant de la limaille de fer à la rosée ou au contact de l'air humide, et en renouvelant sa surface en la découvrant de temps en temps avec une Préparation.

spatule, jusqu'à ce qu'elle soit totalement transformée en une matière d'un rouge brun; d'où il est facile de voir que le fer absorbe et l'oxigène et l'acide carbonique de l'air, qui se renouvellent sans cesse, et passe ainsi à l'état de sous-trito-carbonate; aussi, en calcinant le safran de mars apéritif, le transforme-t-on en safran de mars astringent.

Composition

Sur 100 parties de fer, 42,31 d'oxigène.

Le tritoxide de fer fournit aussi une grande partie du fer qui se consomme dans les arts; il est de même que le deutoxide très-abondamment répandu dans la nature.

Réactifs des sels de fer.

Les oxides de fer dans leurs combinaisons avec les acides forment des sels qui sont pour la plupart solubles dans l'eau, et la colorent en vert jaunâtre, en brun rougeâtre, et qui ont une saveur douceâtre et astringente. Les dissolutions de ces sels laissent précipiter par l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux; le précipité formé est bleu ou du moins acquiert cette couleur par le contact de l'air. L'hydro-sulfate de potasse y produit un précipité noir, ainsi que l'acide gallique et l'infusion de noix de galle; le benzoate d'ammoniaque les fait précipiter en jaune, le succinate d'ammoniaque produit dans les dissolutions des sels de fer tritoxidés des précipités couleur de chair; enfin, la potasse, la soude et l'ammoniaque s'emparent de leurs acides et mettent leurs oxides en liberté.

Des oxides d'étain.

Protoxide.

204. Le protoxide d'étain a, outre les propriétés communes aux oxides, celle d'être gris noirâtre, fixe,

indécomposable par le feu, insoluble dans l'eau; il brûle comme de l'amadou lorsqu'on l'enflamme avec le contact de l'air, et passe ainsi à l'état de peroxide. Il n'existe pas dans la nature; on l'obtient par le deuxième procédé en versant de l'ammoniaque dans une dissolution d'hydro-chlorate de protoxide d'étain. Le précipité qui se forme est blanc et à l'état d'hydrate; il suffit de le chauffer dans de l'eau bouillante pour le rendre noir. Il est sans usages.

Sur 100 parties d'étain, 13,6 d'oxigène. Composition

Deutoxide.

Le deutoxide d'étain est blanc et possède les propriétés communes aux oxides (179 à 188). Il forme la majeure partie des mines dont on retire presque tout l'étain que l'on trouve dans le commerce. Elles ne sont pas en grand nombre, mais elles sont abondantes dans les pays où elles se rencontrent en Europe : on ne les trouve en grandes masses qu'en Saxe et en Bohême, en Allemagne, en Galice dans l'Espagne du côté du Portugal, et dans le comté de Cornouailles en Angleterre. Malheureusement la France n'en possède pas; les plus riches sont en Asie, à Siam, dans l'île de Barka, etc. Elles existent à l'état de sulfures et d'oxides dans les terrains primitifs.

L'oxide d'étain naturel est souvent cristallisé; ses cristaux sont très-irréguliers, et sont ordinairement en prismes à quatre pans, colorés en noir, vert, gris, rouge, etc., et assez durs pour faire feu avec le briquet.

L'oxide d'étain artificiel peut être obtenu par le premier procédé; mais on se le procure plus facilement en traitant l'étain en grenaille par l'acide ni-

trique (cinquième procédé); la poudre blanche qui en provient est insoluble dans cet acide, et est regardée comme le deutoxide d'étain. Du reste, il est, comme le protoxide, sans usages.

Composition. Sur 100 parties d'étain, 27,2 d'oxigène.

Réactifs des sels d'étain. Les sels qui résultent de la combinaison des oxides d'étain avec les acides sont plus ou moins solubles pour la plupart. Les sels d'étain protoxidés laissent former un précipité de couleur pourpre dans leur dissolution par l'hydro-chlorate d'or, et de couleur noire par l'hydro-sulfate de potasse et par le deutochlorure de mercure (sublimé corrosif).

Les sels de deutoxide d'étain forment un précipité blanc par le sublimé corrosif, et jaune doré par l'hydro-sulfate de potasse.

Les sels d'étain précipitent en blanc par l'hydrocyanate de potasse ferrugineux.

De l'oxide de cadmium.

205. L'oxide de cadmium est solide, insoluble dans l'eau, quoique pouvant se combiner avec elle pour former un hydrate; sa couleur varie du jaune blanchâtre au brun foncé. Il absorbe à l'état d'hydrate l'acide carbonique de l'air; il est fixe et indécomposable par la chaleur seule, et peut se combiner aux acides pour former des sels.

Il existe dans les mines d'oxide de zinc, dans quelques espèces de calamine, et est sans usages.

Composition. Sur 100 parties de cadmium, 14,352 d'oxigène.

DES OXIDES DE LA QUATRIÈME SECTION.

Les oxides de la quatrième section sont produits par les métaux qui ne décomposent l'eau à aucune température, et qui absorbent le gaz oxigène à la chaleur la plus élevée : ils sont, en conséquence, irréductibles par le calorique seul, et sont au nombre de 24, savoir : 1 d'arsenic, 1 de chrôme, 1 de molybdène, 1 de tungstène, 3 d'antimoine, 2 d'urane, 2 de cérium, 2 de cobalt, 1 de titane, 1 de bismuth, 3 de cuivre, 1 de tellure, 2 de nickel et 3 de plomb.

Du deutoxide d'arsenic.

206. Le deutoxide d'arsenic est blanc, et connu dans le commerce sous le nom de *mort-aux-rats :* il est âcre, excitant fortement la salive, laissant ensuite sur la langue une saveur douceâtre, nauséabonde ; pris intérieurement il produit sur les membranes qu'il touche des taches livides gangréneuses, et les perfore promptement. 1,000 parties d'eau froide n'en dissolvent, d'après Klaproth, que deux parties et demie ; il est beaucoup plus soluble dans l'eau bouillante ; sa dissolution rougit très sensiblement les couleurs bleues végétales, aussi était-il appelé *acide arsénieux*, nom qu'on devrait peut-être conserver encore. Il est volatil à 195° centigrades ; sa sublimation peut s'opérer dans un matras ou dans une cornue. Lorsqu'on en met sur un charbon allumé, une petite quantité suffit pour répandre une odeur d'ail très caractéristique, et la vapeur qu'il forme aussitôt apparaît Propriétés.

dans l'air comme une fumée blanche. Sa pesanteur spécifique est de 3,706.

État naturel. Le deutoxide d'arsenic natif se trouve dans différentes parties de l'Allemagne, en Bohême, en Hongrie, etc. On le trouve en particules pulvérulentes, en masse, ou cristallisé en prismes aciculaires. Il est très rare, ses cristaux sont blancs et transparents ou différemment colorés. Celui dont on se sert en grand pour le besoin des arts provient des mines de cobalt arsenical, que l'on grille dans des fourneaux à réverbère, surmontés d'une longue cheminée où vient s'attacher le deutoxide en se sublimant.

Composition Sur 100 parties d'arsenic, 32,28 d'oxigène.

Usages. Le deutoxide d'arsenic uni à l'oxide de cuivre entre dans la composition du vert de Schéele, qu'on emploie dans les fabriques de papiers peints; il entre aussi dans la poudre escarotique du frère Côme; on s'en sert encore comme fondant dans les verreries. C'est un poison dont on ne saurait trop se défier.

Protoxide. L'oxide d'arsenic noir, ou protoxide, est considéré comme un mélange d'arsenic et de deutoxide.

Réactifs des sels d'arsenic. L'arsenic joue le rôle d'un acide dans les combinaisons qu'il peut former avec les oxides métalliques. Les dissolutions d'arsenic laissent précipiter par l'hydrogène sulfuré ou acide hydro-sulfurique, un dépôt d'une belle couleur jaune, connu dans le commerce sous le nom d'*orpiment*. Par l'ammoniure de cuivre (eau céleste), les mêmes dissolutions sont précipitées en vert jaunâtre; le précipité étant séparé par le filtre, séché et mis sur des charbons allumés, produit l'odeur caractéristique de

l'arsenic. Du reste, ce précipité est insoluble dans l'eau et soluble dans l'ammoniaque.

De l'oxide de chrôme.

Protoxide.

207. Le protoxide de chrôme a été découvert par M. Vauquelin; il est vert, insoluble dans l'eau, et a les propriétés communes aux oxides de sa section. Il existe dans la nature, mais en très-petite quantité; on le trouve à la surface de quelques morceaux de chromate de plomb, ou *plomb rouge de Sibérie*, et à la surface de quelques minéraux de nos départements du midi.

Préparation.

On se procure le protoxide de chrôme en plaçant dans un fourneau à réverbère une cornue de grès remplie au $\frac{2}{3}$ de chromate de mercure, à laquelle on adapte une allonge; à l'extrémité de celle-ci on attache un nouet de linge, et on la fait plonger dans de l'eau comme s'il s'agissait de distiller du mercure; ensuite on calcine en portant peu à peu la cornue jusqu'au rouge. Le chromate se transforme en oxigène qui se dégage, en mercure qui se condense dans l'eau, et en protoxide de chrôme qui reste dans la cornue. Après une heure de feu environ l'opération est terminée.

Composition

Sur 100 parties de chrôme, 42,633 d'oxigène. (M. Berzélius.)

Usages.

Le protoxide de chrôme sert à donner de belles couleurs vertes dans les manufactures de porcelaine; il entre dans la composition du verre avec lequel on fabrique les émeraudes artificielles, et l'on en retire le chrôme dans les laboratoires.

Le deutoxide de chrôme a la forme d'une poudre brune, brillante, insoluble dans l'eau et les acides. C'est en précipitant, par la potasse, le protoxide de ce métal de sa dissolution hydro-chlorique, et en traitant ensuite le précipité par l'acide nitrique, puis évaporant jusqu'à siccité, et chauffant fortement le nitrate qui en provient, qu'on se le procure.

Composition

Sur 100 parties de chrôme, 56,84 d'oxigène. (M. Berzélius.)

Réactifs des sels de chrôme.

Le chrôme, uni à l'oxigène, joue, de même que l'arsenic, le rôle d'un acide, en se combinant aux oxides de manière à former des sels : parmi ceux-ci, il n'y en a que sept de solubles; savoir, les chromates de potasse, de soude, de chaux, de strontiane, de magnésie, de protoxide de nickel et de cobalt, dont les dissolutions laissent précipiter, 1° en rouge pourpre par le nitrate d'argent liquide, 2° en rouge par celui de mercure, 3° en jaune par le nitrate de plomb.

Les propriétés physiques des sels de chrôme insolubles suffisent pour les faire reconnaître.

Des oxides de molybdène, de tungstène et de columbium.

208. Les oxides de ces trois métaux sont sans usages.

Le protoxide de molybdène est brun avec apparence métallique, et s'obtient en décomposant le molybdate d'ammoniaque, recouvert de poussière de charbon, dans un creuset par une forte chaleur.

Il contient, sur 100 de molybdène, 33,511 d'oxigène. Composition

Le deutoxide de molybdène, considéré comme étant l'acide molybdeux, a été découvert par Schéele. Il est solide, bleu, difficile à fondre, absorbant l'oxigène de l'air à l'aide du calorique, se transformant par là en acide molybdique qui se volatilise en répandant des fumées blanches, etc. Deutoxide de molybdène.

En plongeant une lame d'étain ou de zinc dans une dissolution aqueuse d'acide molybdique, on obtient le deutoxide pour précipité.

L'oxide de tungstène est de couleur puce ou bleue; on l'obtient en faisant passer du gaz hydrogène sur de l'acide tungstique placé dans un tube traversant un fourneau horizontalement et porté jusqu'au rouge. Il se forme de la vapeur d'eau qui se dégage et de l'oxide qui reste dans le tube. Oxide de tungstène.

Sur 100 parties de tungstène, 16,564 d'oxigène. Composition

L'oxide de columbium étant considéré comme un acide, nous renvoyons le lecteur au (253).

Des oxides d'antimoine.

209. Le protoxide d'antimoine est blanc, quelquefois grisâtre, fusible et volatil, répandant, lorsqu'il est en fusion, des fumées blanches dans l'air; refroidi lentement, sa surface se recouvre de petits cristaux jaunâtres, et il se prend en une masse cristalline qui est toujours opaque. Du reste, il possède les propriétés communes aux oxides de sa section (179 à 188); on l'obtient de deux manières : Protoxide.

1° C'est en calcinant de l'antimoine avec le contact

de l'air et en recevant l'oxide, qui se forme et s'évapore dans des creusets percés d'un trou et renversés sur celui dans lequel on le calcine, qu'on se procure le protoxide de ce métal, connu autrefois sous le nom de *fleurs argentines d'antimoine*. Du reste les creusets doivent s'emboîter les uns dans les autres, de manière à ce que l'air puisse y agir.

2° Lorsque l'on étend la dissolution hydro-chlorique de l'antimoine d'une grande quantité d'eau, il se forme un précipité blanc qui se compose de beaucoup de protoxide d'antimoine et d'une petite quantité d'acide hydro-chlorique qu'il retient et dont on le débarrasse, après l'avoir lavé, en le faisant bouillir, avec une dissolution de sous-carbonate de potasse ou de soude; après quoi, on le lave de nouveau et on le fait sécher.

Composition. Sur 100 parties d'antimoine, 18,6 d'oxigène. (M. Berzelius.)

Deutoxide. Le deutoxide d'antimoine, regardé comme *acide antimonieux*, est solide, etc. (179 à 188), volatil, se transformant ensuite en cristaux blancs, ayant l'éclat métallique argentin. On peut l'obtenir en chauffant jusqu'au rouge, avec le contact de l'air, le protoxide qui s'enflamme et se change ainsi en deutoxide. On peut encore se le procurer en calcinant le nitrate ou la masse insoluble qui provient de l'action de l'acide nitrique sur l'antimoine.

Composition. Sur 100 parties d'antimoine, 26,07 d'oxigène. (M. Thenard.)

Tritoxide. Le tritoxide, considéré par beaucoup de chimistes comme acide appelé *antimonique*, est jaunâtre, etc. (179 à 188), perdant par la chaleur une

portion de son oxigène, et se changeant par là en deutoxide. On le prépare en chauffant ensemble, à une température élevée, un excès d'oxide rouge de mercure avec une moindre quantité d'antimoine pulvérisé, ou bien encore en calcinant dans un creuset d'argent une partie d'antimoine en poudre mêlée avec six parties de nitrate de potasse, lavant ensuite pour enlever la potasse, et traitant après par l'acide hydro-chlorique la poudre blanche qui en provient. Il est à remarquer que cet oxide, ainsi préparé, est à l'état d'hydrate, et qu'on ne peut lui enlever son eau entièrement sans le faire chauffer; mais alors il perd nécessairement une partie de son oxigène.

Composition

Sur 100 parties d'antimoine, 30,993 d'oxigène. (M. Berzelius).

Réactifs des sels d'antimoine.

Les dissolutions des sels d'antimoine laissent former un précipité jaune-orangé par l'acide hydro-sulfurique (le précipité renferme du kermès minéral). Le plus souvent, lorsqu'elles sont étendues d'eau, elles laissent précipiter en blanc, sans addition d'acide.

Des oxides d'urane.

Protoxide et deutoxide.

Il existe deux oxides d'urane qui sont sans usages. Le protoxide est gris-noir, presque infusible, etc. (179 à 188), s'obtient par le premier procédé, ou bien en calcinant fortement le deutoxide de ce métal; celui-ci est jaune et se prépare en décomposant, par la potasse ou la soude, le nitrate d'urane (2^{e} procédé).

Composition

Le protoxide contient, sur 100 parties d'urane, 6,360 d'oxigène. (M. Berzelius.)

Le deutoxide renferme, sur 100 parties de métal, 9,529 d'oxigène. (Le même.)

Réactifs des sels d'urane.

Les sels d'urane en dissolution précipitent en jaune par les hydrates de potasse et de soude, et en blanc par les carbonates alkalins. Les précipités qui en proviennent sont solubles dans un excès d'alkali.

L'infusion de noix de galle y produit un précipité de couleur chocolat.

Des oxides de cérium.

Protoxide.

Le cérium a deux oxides connus. Le protoxide est blanc, etc. (179 à 188), très difficile à fondre, passant, lorsqu'il a le contact de l'air ou de l'oxigène, par une chaleur élevée, à l'état de deutoxide. On l'obtient par le 2e procédé.

Deutoxide.

Le deutoxide est brun-rouge, sans usages comme le protoxide; s'obtient en décomposant un sel de cérium deutoxidé par le 2e procédé.

Composition

Le protoxide contient, sur 100 de cérium, 17,41 d'oxigène.

Le deutoxide renferme, sur 100 de métal, 26,115 d'oxigène.

Réactifs des sels de cérium.

Les dissolutions des sels de cérium ont une saveur sucrée et laissent précipiter en blanc par l'hydrocyanate de potasse ferrugineux, et de même par l'oxalate d'ammoniaque: ces précipités sont solubles dans l'acide hydro-chlorique et nitrique. L'infusion de noix de galle ne trouble pas les solutions des sels de cérium.

Des oxides de cobalt.

210. Le protoxide de cobalt est gris-noir, difficile à fondre, absorbant l'oxigène à une chaleur peu élevée, et se transformant ainsi en deutoxide qui est noir, s'obtient par le 2e procédé, en précipitant la dissolution de nitrate de cobalt par la potasse ou la soude. Protoxide.

Le deutoxide est noir, abandonnant une portion de son oxigène à la chaleur rouge-cerise (179 à 188); il se rencontre en petite quantité dans les mines de cobalt. Deutoxide.

Le protoxide contient, sur 100 de métal, 27,097 d'oxigène. Composition

Le deutoxide renferme, sur 100 de cobalt, 40,647 d'oxigène.

Les sels de cobalt dissous dans l'eau peuvent, en général, être précipités en bleu par les alkalis, en jaune brunâtre par l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux, en blanc jaunâtre par l'infusion de noix de galle. Réactifs des sels de cobalt.

L'acide hydro-sulfurique et l'acide gallique n'y produisent point de précipités.

De l'oxide de titane.

211. L'oxide de titane est sans usages; il est blanc, difficile à fondre, etc. (179 à 188), se rencontrant dans la nature en assez grande quantité, mais presque toujours impur; quelquefois cependant on le trouve à l'état de pureté en petits cristaux bruns, etc. S'ob-

tient en traitant l'oxide naturel pulvérisé dans un creuset de platine à une haute chaleur avec deux parties d'hydrate de potasse lessivant ensuite la masse, et dissolvant le résidu dans de l'acide hydrochlorique, puis y versant de l'acide oxalique, on a un précipité qui, lavé et séché, est regardé comme l'oxide de titane.

Composition. N'a point encore été analysé.

Réactifs des sels de titane. Les sels de titane solubles dans l'eau sont peu nombreux; ils laissent former un précipité d'un brun rougeâtre très abondant dans leurs dissolutions, par l'infusion de noix de galle. Lorsque leurs dissolutions sont concentrées, le précipité prend l'apparence de sang caillé.

En plongeant dans la dissolution d'un sel de titane une lame d'étain, la liqueur au point de contact prend presque aussitôt une belle couleur rouge; elle acquiert une couleur bleue aussi intense par une lame de zinc.

De l'oxide de bismuth.

212. L'oxide de bismuth est jaune-brun, fusible à la chaleur rouge-cerise, etc. (179 à 188); s'obtient par le premier procédé, ou bien encore en traitant le précipité qui se forme, lorsque l'on verse du nitrate de bismuth dans une grande quantité d'eau, par la potasse ou la soude pour lui enlever l'acide qu'il peut retenir.

Composition. Sur 100 parties de bismuth, 11,275 d'oxigène.

Réactifs des sels de bismuth. Les dissolutions des sels de bismuth sont précipitées, 1° en blanc par l'addition d'une suffisante quantité d'eau, 2° en noir par l'acide hydro-sulfurique,

3° en jaune clair par l'acide gallique et l'infusion de noix de galle, 4° souvent à l'état métallique par une lame d'étain ou de cuivre.

Des oxides de cuivre.

213. Le protoxide de cuivre se rencontre à l'état natif dans la nature. Il est jaune à l'état d'hydrate ou nouvellement précipité de ses combinaisons avec les acides, fusible à une haute température, et se transformant alors en une masse rougeâtre, absorbant l'oxigène à l'aide de la chaleur en se changeant en deutoxide; s'obtient par le deuxième procédé, en décomposant l'hydro-chlorate acide de protoxide de cuivre par la potasse ou la soude. Protoxide.

Le deutoxide de cuivre est sans usages comme le protoxide; il est brun-noir, etc. (179 à 188); absorbant l'acide carbonique de l'air à la température ordinaire. S'obtient par le deuxième procédé, en décomposant le sulfate de cuivre (vitriol bleu) par la potasse ou la soude; le précipité est d'abord bleu et devient brun-noir par la dessiccation. Deutoxide.

Le tritoxide de cuivre est d'un brun jaune foncé, sans odeur, sans saveur, etc.; on le prépare en mettant de l'hydrate de deutoxide de cuivre en contact avec de l'eau oxigénée, contenant seulement sept à huit fois son volume d'oxigène, et en opérant à la température de 0. (M. Thenard.) Tritoxide.

Le protoxide est formé de 100 de métal, et de 12,638 d'oxigène. (M. Proust.) Composition.

Le deutoxide contient, sur 100 parties de cuivre, 25 parties d'oxigène.

Le tritoxide renferme le double d'oxigène que le deutoxide.

Réactifs des sels de cuivre.

Les sels de cuivre sont presque tous solubles dans l'eau. Leurs dissolutions prennent une belle couleur bleue, par l'ammoniaque liquide; elles laissent former un précipité rouge par l'addition de l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux en liqueur, et un noir par l'hydro-sulfate de potasse. L'acide gallique les fait précipiter en brun. Enfin, une lame de fer bien décapée se recouvre d'une couche rouge de cuivre presque aussi tôt qu'on la plonge dans une dissolution d'un sel de celui-ci.

De l'oxide de tellure.

214. L'oxide de tellure est un produit de l'art. On le prépare en décomposant le nitrate de tellure par la potasse ou la soude (deuxième procédé). Du reste, il est blanc, fusible, etc., et sans usages.

Composition

Sur 100 parties de métal, il contient 24,797 d'oxigène.

Réactifs des sels de tellure.

Les sels de tellure sont précipités de leurs dissolutions en blanc par les alkalis : le précipité est soluble dans un excès de potasse ou de soude. Le zinc, le fer, plongés dans ces mêmes dissolutions, en séparent le tellure à l'état d'une poudre noire, qui devient blanche et brillante par le frottement.

Des oxides de nickel.

Protoxide.

215. Le protoxide de nickel est brun, difficile à fondre, etc. (179 à 188), existe dans la nature, dans les mines

de nickel; il se précipite en flocons verts lorsque l'on verse dans une dissolution de nitrate de ce métal, de la potasse ou de la soude (deuxième procédé). Les flocons deviennent bruns par la dessiccation.

Formé de 100 de nickel, et de 27,049 d'oxigène. Composition

Le peroxide s'obtient par l'eau oxigénée, de même que celui de cuivre. Peroxide.

Les sels de nickel sont en général solubles dans l'eau, qu'ils colorent en vert; ils en sont précipités, 1° en blanc laiteux, par l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux, 2° en noir par l'hydro-sulfate de potasse. Réactifs des sels de nickel.

Des oxides de plomb.

216. Le protoxide de plomb est connu dans le commerce sous le nom de *litharge;* il provient de l'exploitation des mines argentifères (145*bis*); il est sous la forme de petites paillettes, jaune, fusible, se transformant par le refroidissement en un verre jaunâtre demi-transparent, dur et fragile, absorbant l'oxigène à l'aide de la chaleur, et passant ainsi à l'état de deutoxide, qui est rouge et connu dans les arts sous le nom de *minium;* on l'obtient dans les laboratoires en le précipitant d'une dissolution parfaitement transparente et sans couleur, de nitrate de plomb, par la potasse ou la soude (deuxième procédé), et en chauffant la poudre blanche qui en provient presque jusqu'au rouge; celle-ci se change alors en oxide jaune de plomb. Protoxide.

Il est formé de 100 parties de plomb, et de 7,725 d'oxigène. (M. Berzelius.) Composition

Le deutoxide de plomb ou *minium*, est rouge, etc., Deutoxide.

(179 à 188); il abandonne une partie de son oxigène à une haute température, et se transforme en litharge qui aussitôt entre en fusion. On l'obtient en calcinant du plomb dans un fourneau à réverbère. Ce métal fond, se recouvre d'une couche d'oxide qu'on enlève, et l'on continue de même jusqu'à ce qu'il soit entièrement oxidé; ensuite on calcine le tout pendant un certain temps. La matière, retirée du fourneau et refroidie, est appelée *massicot;* on la regarde comme un mélange de beaucoup de litharge et d'une petite quantité de plomb; après avoir pulvérisé le massicot, si on le met dans un fourneau et qu'on le remue continuellement pendant que sa surface est exposée à la flamme du combustible, il se change au bout de 36 heures en une poudre rouge, qui n'est autre chose que le minium.

Préparation.

Composition

Sur 100 de plomb, il contient 11,587 d'oxigène. (M. Berzelius.)

Le tritoxide de plomb, découvert par Schéele, est connu sous le nom d'*oxide brun de plomb;* il est de couleur puce, passant, avant le degré de la chaleur rouge, à l'état de deutoxide. Lorsqu'on le triture avec de la fleur de soufre dans un mortier, le mélange s'enflamme brusquement. On l'obtient en traitant le minium par l'acide nitrique, qui le transforme en protoxide, avec lequel il s'unit et forme du protonitrate de plomb soluble, et en tritoxide insoluble qui reste au fond du vase. On voit que le deutoxide se partage en deux parties, que la première enlève de l'oxigène à l'autre et forme l'oxide puce, tandis que la deuxième, en partie désoxigénée, s'unit à l'acide nitrique.

Le meilleur procédé pour préparer le peroxide de plomb est dû à M. Proust, il a été perfectionné par M. Vauquelin; il consiste à faire passer un courant de chlore au travers de l'eau contenant du minium, qui devient par là de plus en plus foncé en couleur, et qui finit par se dissoudre entièrement. Lorsqu'il est dissous, on ajoute de la potasse à la liqueur, et le peroxide de plomb s'en précipite (deuxième procédé). Du reste, il est sans usages.

Il est formé de 100 parties de plomb, et de 15,450 d'oxigène. (M. Berzelius.) Composition

Le protoxide de plomb sert à préparer tous les sels de plomb, dont on consomme une si grande quantité dans les arts et dans la pharmacie. Il entre dans la composition de plusieurs onguents et emplâtres, etc. Usages.

Le deutoxide comme la litharge entre dans la composition des vernis sur les poteries, et dans la fabrication des verreries, etc.

Les sels de plomb peuvent être réduits très facilement en un bouton métallique au moyen du chalumeau; lorsqu'ils sont solubles dans l'eau, leurs dissolutions précipitent en blanc par les sulfates alkalins et par l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux, et en noir (sulfure de plomb), par l'hydrogène sulfuré. Réactifs des sels de plomb.

L'infusion de noix de galle et l'acide gallique font précipiter en blanc dans les dissolutions de plomb.

DES OXIDES DE LA SECONDE SECTION.

Les deux métaux qui absorbent le gaz oxigène à

un certain degré de chaleur, passé lequel ils l'abandonnent, ont trois oxides qui forment cette section, deux de mercure et un d'osmium.

Des oxides de mercure.

Protoxide. 217. Le protoxide de mercure n'existe, d'après M. Guibourg, qu'en combinaison avec les acides ; ainsi la poudre noirâtre qu'on obtient en décomposant une dissolution de proto-nitrate de ce métal par le deuxième procédé, et qui a été regardée pendant long-temps comme le protoxide, ne serait qu'un mélange de deutoxide et de mercure. Il en est de même du protoxide, décrit pour la première fois par Boerhaave, qui le formait en mettant un peu de mercure dans une bouteille qu'il attachait à une roue de moulin : par l'agitation continuelle, le métal se transformait en une poudre noire connue autrefois sous le nom d'*ethiops per se.*

Deutoxide. Le deutoxide de mercure ou *précipité rouge* est toujours un produit de l'art ; il est jaune quand il est très divisé ; il a une saveur âcre et désagréable ; c'est un poison ; il agit sur la peau comme un escarotique. A la chaleur rouge il abandonne son oxigène, et le cède à la plupart des corps combustibles à une température beaucoup moins élevée. On le prépare de deux manières, premièrement en chauffant, dans un matras dont le col est effilé à la lampe, du mercure jusqu'au degré de son ébullition, et le maintenant presque à cette température pendant plusieurs jours. Le métal se noircit à la surface en se combinant avec l'oxigène ; l'oxide ensuite devient d'un rouge très foncé. Ainsi préparé, il était connu autrefois sous

le nom de *précipité per se*. Secondement en décomposant le deuto-nitrate de mercure dans une fiole ou un matras de verre, à une chaleur graduée jusqu'à ce qu'il soit converti en deutoxide. Du reste, tous les gaz produits par la décomposition des nitrates par le feu (358) se dégagent pendant l'opération.

Sur 100 parties de mercure, le deutoxide renferme 7,9 d'oxigène. Composition

Le deutoxide de mercure est employé en pharmacie pour préparer des pommades, cérats, etc. Usages.

La soude ou la potasse précipitent en noir de leurs dissolutions les sels de mercure protoxidés, et en jaune de brique les mêmes sels deutoxidés. Réactifs des sels de mercure.

Les dissolutions mercurielles laissent former un précipité blanc qui jaunit à l'air, par l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux, et noir par l'hydro-sulfate de potasse. L'infusion de noix de galle, et l'acide gallique, y produisent un précipité jaune-orangé. L'albumine est le meilleur réactif et le meilleur contre-poison du sublimé corrosif (deuto-chlorure de mercure). Tous ces précipités, chauffés, laissent dégager une vapeur pouvant blanchir une lame de cuivre.

De l'oxide d'osmium.

218. Ce corps a une odeur *sui generis* qui se rapproche de celle du chlore; il est blanc, très volatil, soluble dans l'eau. Sa dissolution tache la peau en jaune foncé, et les taches ne peuvent s'effacer que par le renouvellement de l'épiderme. On l'obtient, soit en chauffant l'osmium avec le contact de l'air ou de l'oxi-

gène, ou en le faisant fondre avec la potasse. Ce corps est sans usages.

Des oxides de la sixième et dernière section.

Les six métaux qui composent cette section n'absorbent l'oxigène à aucune température, excepté peut-être l'argent lorsqu'il est en fusion, mais dans ce cas en se refroidissant il l'abandonnerait. Les oxides que forment ces six métaux sont au nombre de dix et sont tous réductibles par le calorique.

De l'oxide d'argent.

219. L'oxide d'argent est d'un vert foncé, sans saveur, etc. (179 à 188); la moindre chaleur le revivifie. On l'obtient en décomposant le nitrate d'argent par la potasse ou la soude (deuxième procédé); on lave ensuite le précipité à grande eau, et on le fait sécher.

Composition. Sur 100 de métal, l'oxide renferme 7,6 d'oxigène.

Réactifs des sels d'argent. Tous les sels que forment les oxides d'argent en s'unissant aux acides sont réductibles en un bouton d'argent lorsqu'on les chauffe au chalumeau dans la cavité d'un morceau de charbon. Leurs dissolutions précipitent, 1° en blanc floconneux par l'acide hydrochlorique ou les hydro-chlorates alkalins ; 2° lorsqu'on y plonge une lame de cuivre, elle s'y recouvre bientôt d'une couche blanche d'argent métallique.

De l'oxide de palladium.

220. On obtient cet oxide par le deuxième pro-

cédé, en versant un excès de potasse caustique dans une dissolution d'hydro-chlorate de palladium; l'hydrate qui s'en précipite est rouge-brun, et devient noir par la dessiccation. Ce corps est sans usages.

Sur 100 de palladium, l'oxide contient 14,207 d'oxigène. (M. Berzelius.) Composition

Les dissolutions des sels que forme le palladium sont d'un beau rouge; elles laissent former, 1° un précipité d'un brun jaunâtre par l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux; 2° un précipité orangé par les alkalis; 3° lorsqu'elles sont convenablement étendues, un précipité vert par l'hydro-chlorate d'étain; 4° enfin, un blanc par le cyanure de mercure, quand elles sont à l'état neutre; ce dernier précipité détonne par la chaleur lorsqu'il est comprimé. Réactifs des sels de palladium.

Le sulfate de fer ainsi que le mercure en précipite le palladium à l'état de métal.

De l'oxide d'or.

221. L'or, dissous dans l'eau régale, chauffé avec un excès de magnésie, laisse précipiter un oxide qui se combine avec une partie de cette base, dont on le débarrasse en le lavant avec de l'acide nitrique étendu d'eau. Cet oxide est jaune-rougeâtre, et devient brun par la dessiccation, que l'on doit opérer sans le secours de la chaleur, ou sous le récipient de la machine pneumatique. Il ne se combine que très difficilement avec les acides, tandis qu'au contraire il peut s'unir avec facilité aux alkalis, d'où il suit qu'il se comporte plutôt comme un acide que comme un oxide. (M. Pelletier.)

Composition

Sur 100 parties d'or, l'oxide renferme 4,026 d'oxigène. (M Berzelius.)

Réactifs des sels d'or.

Les dissolutions des sels d'or sont de couleur jaune et laissent précipiter l'or à l'état métallique par le proto-sulfate de fer et par l'acide sulfureux; l'hydro-chlorate de protoxide d'étain y forme un précipité d'une belle couleur pourpre (précipité pourpre de Cassius). Enfin, l'acide gallique et l'infusion de noix de galle colorent ces dissolutions en vert; et il se précipite de l'or réduit en poudre brune, qui prend de suite l'éclat métallique par le frottement

De l'oxide de platine.

Deutoxide.

222. La dissolution de platine dans de l'acide hydro-chloro-nitrique (eau régale), évaporée jusqu'à siccité par une douce chaleur, laisse un résidu qui, traité à chaud par son poids de soude caustique, après avoir été délayé dans l'eau, donne un oxide dont une partie est soluble dans la liqueur. Cet oxide est noir, insipide, etc. (179 à 188); on le lave plusieurs fois et on le fait sécher.

Composition

Sur 100 de platine, l'oxide contient 16,45 d'oxigène. (M. Berzelius.)

Réactifs des sels de platine.

Les dissolutions de platine laissent précipiter en jaune par l'hydro-chlorate d'ammoniaque, en noir par l'hydrogène sulfuré, enfin en jaune orangé par l'hydro-chlorate de protoxide d'étain.

Oxides de rhodium.

223. Il paraît, d'après M. Berzelius que, le rhodium

est susceptible de former trois oxides. Le protoxide est noir, et s'obtient par le premier procédé. Le deutoxide est brun, et s'obtient en calcinant, dans un creuset de platine, le rhodium pulvérisé, avec de la potasse caustique et un peu de nitre; le produit, lavé à l'eau chaude et traité par un peu d'acide sulfurique, laisse le deutoxide sous la forme de poudre.

Le tritoxide est rougeâtre; on le prépare par le deuxième procédé, en décomposant l'hydro-chlorate de rhodium par la soude ou la potasse.

Le protoxide contient, sur 100 de rhodium, 6,66 parties d'oxigène. (M. Berzelius.) Composition

Le deutoxide contient, sur 100 de ce métal, 13,32 parties d'oxigène. (Le même.)

Le tritoxide, sur 100 parties de ce métal, 19,98 d'oxigène. (Le même.)

Les sels de rhodium en dissolutions ne précipitent ni par l'hydro-sulfate de potasse, ni par l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux, ni par les carbonates alkalins; le précipité jaune qu'ils forment par les alkalis caustiques, est soluble dans un excès de ces bases. Réactifs des sels de rhodium.

De l'oxide d'iridium.

224. L'iridium se combine très difficilement avec l'oxigène; on ne peut l'attaquer qu'en le calcinant avec la potasse caustique et le nitrate de potasse. L'oxide qu'il pourrait former est peu connu et sans usages.

De l'action de l'eau sur les oxides métalliques.

225. L'eau agit sur les oxides métalliques de quatre

façons différentes : 1° elle peut en dissoudre huit d'une manière remarquable, qui sont : la potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la chaux, l'oxide de lithium, le deutoxide d'arsenic, et l'oxide d'osmium. Plusieurs de ces dissolutions sont connues sous le nom d'*eau de baryte*, d'*eau de chaux*, etc.; 2° elle peut aussi se combiner avec presque tous les oxides pour former les composés appelés *hydrates*; 3° elle se décompose, à la chaleur rouge, lorsqu'on la fait passer en vapeur, dans un tube de porcelaine, sur les protoxides de manganèse, d'étain et de fer, qu'elle porte à un plus haut degré d'oxigénation, tandis que son hydrogène se dégage; 4° elle ramène, à la température ordinaire, les deutoxides de potassium et de sodium à l'état de protoxides; d'où il suit que ceux-ci, en se dissolvant dans ce liquide, abandonnent une portion de leur oxigène.

Des hydrates.

Historique. 226. M. Proust est le premier qui ait employé le mot *hydrate* pour désigner les oxides métalliques qui peuvent, en se combinant avec l'eau, en solidifier une certaine quantité : on les regarde, d'après lui, comme des composés ayant souvent, lorsqu'ils sont unis avec ce liquide, des propriétés différentes de celles qui leur sont naturelles.

M. Berzelius a essayé de prouver que la quantité de l'oxigène de l'eau contenue dans un hydrate est toujours proportionnelle à celle contenue dans l'oxide; et c'est ce que l'on a remarqué dans la combinaison avec l'eau des oxides dans lesquels l'oxigène est fortement condensé : en effet, les hydrates de ceux-ci

renferment toujours une plus grande quantité d'eau que les autres.

Propriétés.

Tous les hydrates, excepté ceux de baryte, de potasse et de soude, peuvent être décomposés par l'action du calorique; l'eau s'évapore et l'oxide reste, et se comporte avec ce fluide comme il a été dit (179 à 188). Il en est qui abandonnent l'eau qu'ils contiennent avec tant de facilité que l'on pourrait croire qu'elle n'est qu'interposée entre leurs molécules sans aucune action chimique; mais en considérant que ces oxides, à l'état d'hydrates, ont des propriétés physiques autres que lorsqu'ils sont désséchés totalement, on peut penser qu'elle y est en partie combinée.

État naturel.

Il n'existe que très peu d'hydrates dans la nature; du moins on ne les y rencontre qu'en très petit nombre : tels sont, par exemple, la calamine dans les mines de zinc, l'hématite brune (pierre de sang) dans les mines de fer, etc.

Préparation.

La plupart des hydrates s'obtiennent lorsqu'on prépare les oxides métalliques par le deuxième procédé (188); on obtient les autres en saturant d'eau leurs bases, et en les faisant sécher à différentes températures particulières à la nature de chacun d'eux. Ainsi, par exemple, on fait chauffer, presque jusqu'à la chaleur rouge, les oxides saturés d'eau, de barium, de strontium, de calcium, de magnésium, pour se procurer leurs hydrates; tandis que la chaleur des rayons solaires suffit pour dessécher l'alumine en gelée, lorsque l'on veut préparer l'hydrate de cet oxide.

Les oxides de potassium et de sodium étant trop dispendieux à préparer en se servant du procédé indiqué (197 et 198), on ne s'en sert pas pour se pro-

curer leurs hydrates : ceux-ci s'obtiennent de la manière suivante :

De l'hydrate de potassium.

Préparation. 227. Pour préparer cet hydrate il faut prendre deux parties de tartrate de potasse pulvérisé et une de nitrate de potasse en poudre, les mêler et les projeter par cuillerées dans une bassine de fonte presque rouge de feu, au fur et à mesure que leur combustion a lieu. Il se dégage pendant l'opération des gaz provenants de la décomposition des deux sels ; le résidu, dans la bassine, n'est plus formé que de sous-carbonate de potasse : on le fait bouillir avec son poids de chaux vive dans quinze fois autant d'eau, qu'on remplace par de nouvelle à mesure qu'elle s'évapore ; la chaux s'empare de l'acide carbonique de la potasse, quoiqu'ayant moins d'affinité pour cet acide que cette base ; d'où l'on voit que l'affinité est modifiée par la cohésion du carbonate de chaux insoluble qui se forme. On continue l'ébullition jusqu'à ce que la liqueur, dont on filtre une partie pour l'essayer, ne soit presque plus troublée en y versant un peu d'eau de chaux. Alors on la filtre entièrement à travers une toile serrée, et on lave le carbonate insoluble avec de l'eau bouillante pour dissoudre la potasse qui y reste adhérente jusqu'à ce que l'eau de lavage n'ait plus qu'une légère saveur. Réunissant ensuite dans la bassine nettoyée toute la liqueur, on la fait évaporer à grand feu ; lorsqu'elle est en consistance sirupeuse, on la laisse refroidir jusqu'à 50 à 60° centigrades, puis l'on verse dessus peu à peu quinze fois son poids d'alcool à 33°

en l'agitant avec une spatule de manière à la délayer ; après quoi on l'introduit dans des flacons de verre longs et étroits, et on l'abandonne à l'action de l'alcool pendant vingt-quatre heures. Celui-ci ne dissout que la potasse ; la petite quantité de chaux dissoute d'abord, et celle de sous-carbonate de potasse qui a pu se former pendant l'opération, ainsi que les sels qui auraient pu provenir du nitre et de la crème de tartre employés, se déposent : alors on remplit un siphon d'alcool, au moyen duquel on décante toute la liqueur surnageante, qu'on reçoit dans une cornue de verre, dans laquelle on la distille de manière à recueillir les trois quarts de l'alcool employé. On verse ensuite le résidu dans une bassine d'argent, et on le fait évaporer rapidement jusqu'à ce que la matière soit en parfaite fusion et ne laisse plus dégager de vapeur : lorsqu'elle est dans cet état, on la coule dans une bassine bien propre et bien sèche, où elle se solidifie ; on la casse et on la conserve dans des flacons de verre à gros goulot et bouchés à l'émeri. On peut se procurer encore l'hydrate de potassium en traitant le sous-carbonate de potasse du commerce comme ci-dessus ; mais alors l'hydrate pourrait contenir une petite quantité de soude que renferme quelquefois ce sous-carbonate.

Potasse caustique à la chaux, ou Pierre à cautère.

Lorsque l'on fait évaporer jusqu'à siccité la potasse du commerce, après l'avoir traitée par de la chaux seulement, comme il a été dit, et qu'on la fait fondre, on obtient une matière connue en pharmacie sous le nom de *pierre à cautère*, et dans les laboratoires sous celui de *potasse caustique à la chaux*. Elle renferme conséquemment les sels solubles étrangers que les

potasses du commerce contiennent toujours, tels que du chlorure de potassium et du sulfate de potasse.

Composition. L'hydrate de potasse est sec, blanchâtre ou blanc, etc. et contient cent parties de protoxide de potassium et vingt-cinq parties d'eau : on le démontre en chauffant jusqu'au rouge-brun, dans une petite cornue de verre bien sèche, dont on connaît le poids, un mélange formé d'une partie d'hydrate de potasse et de trois ou quatre parties d'acide borique vitrifié. Le composé qui en résulte ne retient plus d'eau; celle-ci se dégage pendant l'expérience : pesant le tout, après l'opération comme avant, on reconnaît la quantité de ce liquide séparé de l'hydrate employé.

298. Tout ce que nous venons d'étudier pour la préparation de l'hydrate de potassium peut s'appliquer à celle de l'hydrate de sodium, en se servant, au lieu de potasse, de la soude du commerce (sous-carbonate de soude).

Usages. Nous avons vu que ces deux hydrates, en solution dans l'eau, étaient employés pour obtenir les oxides métalliques par le deuxième procédé; et nous ajouterons que celui de potasse est un réactif précieux pour séparer plusieurs oxides métalliques les uns d'avec les autres. On l'emploie encore pour reconnaître les vins colorés artificiellement. Il forme dans le vin rouge naturel un précipité vert; et en général, dans les autres qui doivent leur couleur,

1° Aux baies d'yèble, un violet pâle;
2° Au bois d'Inde, un violet rougeâtre;
3° Au bois de Fernambouc, un rouge;
4° A la betterave, un rouge;
5° Au tournesol en drapeaux, un violet clair;

6° Aux baies d'airelle, un lie de vin;

7° Aux baies de sureau, un bleuâtre.

CHAPITRE III.

Des acides.

Généralités.

229. Les acides sont des corps qui possèdent, pour principaux caractères, les propriétés suivantes : de produire, lorsqu'on les applique sur la langue, une sensation qu'on appelle *aigre ;* d'avoir quelquefois une saveur âcre caustique, mais qui devient acide lorsqu'on les étend d'eau ; d'être, pour la plupart, très solubles dans ce liquide ; de se rendre, lorsqu'ils y sont dissous, au pôle positif quand iis ne se décomposent pas et qu'on les soumet à l'action de la pile ; de changer en rouge les couleurs bleues végétales, telles que l'infusion de tournesol, de fleurs de violettes, de raves, etc. ; et de ramener au bleu ces mêmes couleurs rendues vertes par les alkalis ; enfin, de pouvoir se combiner avec la plus grande partie des oxides métalliques et des bases salifiables, de manière à en neutraliser plus ou moins les propriétés et à en éprouver les mêmes effets, d'où il résulte des composés auxquels on a donné le nom de *sels*.

Le plus essentiel de tous ces caractères est le dernier, d'où il suit qu'un corps qui ne le posséderait pas, et qui aurait les autres, ne pourrait être mis au rang des acides, tandis que s'il en jouissait, et qu'il

lui manquât les autres propriétés, il devrait nécessairement en faire partie.

Les acides forment en chimie une des classes la plus importante : ce fut par l'étude de leurs propriétés, de leur action sur les corps, de leur emploi comme moyen d'extraction, que les savants les plus distingués ont fait arriver progressivement cette science à l'état de richesse où elle est aujourd'hui.

Pendant long-temps beaucoup de chimistes crurent, comme Paracelse, qu'il n'existait dans la nature qu'un seul acide principe de tous les autres. Beccher ajouta qu'il était composé de terre et d'eau ; Stahl tâcha de démontrer que c'était l'acide sulfurique ; Macquer adopta cette théorie ; enfin, Lavoisier, après la révolution chimique qui date de 1775, prouva par un grand nombre d'expériences, aussi exactes qu'ingénieuses, que beaucoup de substances combustibles forment des acides par leur union avec l'oxigène, et il en tira la conséquence que le principe acidifiant était l'oxigène. Cette hypothèse fut admise assez généralement. Berthollet, le premier, éleva des doutes à cet égard, prétendant qu'il n'existe point de principe acidifiant, mais que la nature des corps dépend de la manière dont leurs principes constituants sont unis ensemble. Il fit voir que l'hydrogène sulfuré était dans ce cas, et devait être considéré comme un véritable acide.

Les vues nouvelles sur le chlore, d'après les expériences de MM. Thenard et Gay-Lussac, la découverte de l'iode et de sa combinaison acide avec l'hydrogène ; les belles expériences sur l'acide prussique de MM. Gay-Lussac, Vauquelin et Robiquet, des-

quelles il résulte que ce corps ne contient point d'oxigène, et doit être considéré comme un véritable acide, suffisent pour renverser la belle théorie de Lavoisier, et faire admettre celle de Berthollet.

Les acides peuvent être divisés en acides minéraux et en acides végétaux : les premiers, au nombre de 29, se partagent, 1° en 23 combinaisons binaires de l'oxigène avec les corps combustibles simples non-métalliques et cinq métaux, auxquelles on a donné le nom générique d'*oxacides ;* 2° en combinaisons binaires de l'hydrogène avec trois corps simples non-métalliques, et avec un composé de deux de ces mêmes corps : celles-ci forment la classe des *hydracides*.[1]

Les acides végétaux que renferme la deuxième division sont beaucoup plus nombreux, et résultent des combinaisons ternaires de l'oxigène, de l'hydrogène, et du carbone ; ils se trouvent tous formés dans les substances végétales, ou sont faits avec ces substances par des moyens chimiques. (434.)

Des oxacides.

230. Les 23 oxacides ont été appelés, d'après le nom du corps simple qui, uni avec l'oxigène, leur sert de base, savoir,

Acides borique.	Acides phosphorique.
carbonique.	phosphatique.
iodique.	phosphoreux.
chlorique.	hypo-phosphoreux.
chlorique oxigéné.	sélénique.
fluorique.	sulfurique.

[1] Il existe de plus deux hydracides nommés *hydro-xanthique* et *hydro-cyanique* qu'on obtient, l'un des substances végétales, et l'autre des matières animales.

Acides hypo-sulfurique.	Acides arsenique.
sulfureux.	chromique.
hypo-sulfureux.	columbique.
nitrique.	molybdique.
nitreux.	tungstique.
per-nitreux.	

Parmi ces 23 acides, deux sont à l'état de gaz, l'acide carbonique et l'acide sulfureux; dix à la température ordinaire sont solides, l'acide borique, phosphorique, phosphoreux, sélénique, iodique, et les cinq acides métalliques; les neuf autres, excepté l'acide nitreux qui est liquide par lui-même, ne peuvent exister sans eau qu'en combinaison avec d'autres corps, d'où il suit qu'ils lui doivent leur état liquide.

La manière dont ils se comportent avec le calorique et les corps simples combustibles est, en général, particulière à la nature de chacun d'eux; on ne peut guère en conséquence les considérer sous les mêmes généralités.

De l'acide borique.

Historique.

231. L'acide borique, connu autrefois sous le nom de *sel sédatif* et d'*acide boracique*, a été découvert au commencement du 18^{e} siècle par Homberg; il fut regardé comme un corps simple jusqu'en 1808, époque à laquelle MM. Thenard et Gay-Lussac en firent la décomposition et la recomposition.

Propriétés physiques.

Cet acide se trouve dans le commerce sous la forme de petites lames ou écailles minces, d'un blanc légèrement brillant, doux au toucher, ressemblant un peu au blanc de baleine; sa saveur est faible et n'a rien de désagréable, il est inodore, peu soluble dans l'eau

chaude, encore moins dans l'eau froide. Sa pesanteur spécifique est de 1,479, et de 1,803 lorsqu'il est fondu.

Propriétés chimiques.

L'acide borique est fixe, et entre en fusion à la chaleur rouge en se transformant en un verre dur, incolore et transparent; l'oxigène et l'air ne lui font éprouver aucun changement, il n'attire même pas l'humidité de ce dernier; il est soluble dans l'alcool, auquel il communique la propriété de brûler avec une flamme verte et dans plusieurs huiles; il est sans action sur les corps simples combustibles, et ne peut être décomposé que par le potassium et le sodium, ou par l'action de la pile électrique.

L'acide borique n'a qu'une faible action sur les métaux en général; il ne les fait s'oxider que difficilement.

État naturel, et préparation.

L'acide borique existe dans la nature, dans les eaux de plusieurs petits lacs de Toscane, et à l'état de borate de soude (borax), dans plusieurs lacs des Indes, etc.; on l'obtient en faisant fondre dans cinq ou six parties d'eau bouillante une partie de borate de soude pulvérisé; filtrant la liqueur on y verse peu à peu de l'acide sulfurique, jusqu'à ce qu'elle rougisse fortement le papier de tournesol, puis on l'agite avec un tube de verre et on l'abandonne à elle-même. Par le refroidissement, il s'y dépose un grand nombre de petits cristaux ou écailles d'acide borique; on les lave avec de l'eau froide, et on les fait sécher. Du reste, on voit facilement que l'acide sulfurique s'empare de la soude, forme un sulfate soluble et met l'acide borique en liberté; celui-ci retient souvent un peu de la matière grasse du borax et un peu d'acide sulfurique; on l'en débarrasse en le faisant fondre dans

un creuset de platine, à une haute température; mais alors il perd son eau de cristallisation en se vitrifiant.

Composition. Il contient 27 parties de bore et 73 d'oxigène sur 100 parties d'acide (M. Dary).

Usages. L'acide borique est employé pour préparer les borates et pour analyser les pierres gemmes qui contiennent de la potasse ou de la soude.

Son réactif. L'acétate de plomb forme dans des dissolutions d'acide borique, libre ou combiné, un précipité blanc (borate de plomb) soluble sans effervescence dans l'acide nitrique, et fusible au chalumeau en un verre transparent. Si on fait bouillir ce précipité avec de l'acide sulfurique, le borate est décomposé: il se forme du sulfate de plomb insoluble, et l'acide borique reste dans la liqueur; en la faisant évaporer jusqu'à siccité, et en mettant le résidu en digestion dans de l'alcool, on obtient l'acide borique en dissolution.

De l'acide carbonique.

Historique. 232. L'acide carbonique est de tous les gaz celui qui, le premier, ait été considéré pour être distinct de l'air atmosphérique, et sa découverte, qui remonte au temps de Paracelse, doit être mise au rang de celles qui ont fait faire le plus de progrès à la science. Il fut appelé *gaz* par Van-Helmont, *air fixe* par Black, *air aérien* par Bergmann, enfin *air méphitique*, *air crayeux*, et reçut de Lavoisier le nom qu'il porte aujourd'hui.

Propriétés physiques. Cet acide est un gaz permanent, sans couleur comme l'air, sans odeur quand il est bien sec; pourtant M. Thenard dit qu'il en a une légèrement pi-

quante, et il faut le croire. Dissous dans l'eau, il lui communique une légère saveur acide; il n'a que peu d'action sur la teinture de tournesol; il éteint les corps en combustion, et asphyxie les animaux qui le respirent en abondance. Sa pesanteur spécifique est de 1,5245.

Propriétés chimiques.

Le calorique, l'air ou l'oxigène sont sans action sur le gaz acide carbonique; seulement le premier le dilate comme il dilate tous les fluides élastiques.

On le transforme en partie en gaz oxigène et en oxide de carbone, en le faisant traverser par un courant d'étincelles électriques.

L'hydrogène et le carbone le décomposent à une température élevée, en donnant pour produit, le premier, de l'eau et de l'oxide de carbone; le second, de l'oxide de carbone seulement: le produit, dans ce cas-ci, est le double du volume de l'acide carbonique employé, ce qui doit être.

Le potassium, le sodium, et le fer, à l'aide du calorique, décomposent le gaz acide carbonique; si les deux premiers sont en excès, ils s'oxident et mettent le carbone à nu. Le fer ne peut en opérer l'entière décomposition, il s'oxide en le transformant en gaz oxide de carbone.

État naturel.

L'acide carbonique est très abondamment répandu dans la nature; il existe dans l'air atmosphérique, dissous dans l'eau, et combiné avec une foule d'oxides formant la nombreuse classe des carbonates naturels.

Préparation.

On obtient l'acide carbonique en décomposant, par l'acide sulfurique ou l'acide hydro-chlorique, un carbonate de chaux (craie ou marbre). Il vaut mieux se servir de marbre concassé et d'acide hydro-chlo-

rique, parce qu'il en résulte un sel soluble, et que le dégagement du gaz est modéré et continuel, tandis qu'avec la craie et l'acide sulfurique l'effervescence est d'abord si considérable qu'on a de la peine à s'en rendre maître; ensuite, que le dégagement cesse presque tout à coup, vu que le sulfate insoluble qui se forme recouvre et protége les portions de craie non décomposées contre l'action de l'acide sulfurique. Du reste, on procède à l'opération comme s'il s'agissait d'obtenir du gaz hydrogène (63), excepté que l'on met dans le flacon de l'eau et du marbre.

Composition. Il est formé d'un volume d'oxigène égal au sien en vapeur, ou en poids, sur 100 parties d'acide, de 27,68 de carbone et de 72,32 d'oxigène.

Usages. L'acide carbonique sert à préparer les eaux minérales gazeuses artificielles; il fait la base des mêmes eaux naturelles; les vins, les bières, les cidres, lui doivent leur qualité piquante et agréable, et c'est en s'en dégageant qu'il les fait mousser. Il joue dans la nature un des plus grands rôles (424).

L'acide carbonique sert aussi, étant dissous dans l'eau, comme réactif pour reconnaître et précipiter à l'état de carbonate l'eau de chaux, de strontiane, de baryte, l'acétate et le sous-acétate de plomb en liqueur. Les carbonates qui en proviennent font tous effervescence dans leur contact avec les acides puissants.

Ses réactifs. Les eaux de chaux, de strontiane, de baryte, peuvent servir de réactifs pour reconnaître la présence de l'acide carbonique.

De l'acide phosphorique.

233. Cet acide a été découvert par Margraff. Il est solide, fortement acide; cependant il ne détruit pas les tissus des corps organisés; il est incolore et inodore, plus pesant que l'eau, fusible et vitrifiable, volatil à une très-haute température; on ne doit jamais en opérer la fusion dans d'autres creusets que ceux de platine, parce qu'en général il les troue ou les attaque promptement. Historique et propriétés.

L'oxigène et l'air sont sans action sur lui; seulement, il absorbe l'humidité de ce dernier, surtout lorsqu'il est divisé ou sous la forme de flocons.

L'action des corps combustibles sur cet acide est peu connue; on sait seulement que le carbone s'empare de son oxigène et met le phosphore en liberté (74). Le potassium, le sodium, et plusieurs métaux de la troisième section, peuvent aussi le décomposer à l'aide du calorique.

Soumis au courant d'une pile électrique en action, ses deux éléments se séparent; l'oxigène se dégage à l'extrémité du fil positif, et le phosphore se rend à celle du fil négatif.

L'acide phosphorique est très soluble dans l'eau, et son affinité est si grande pour ce liquide, qu'à la chaleur rouge il en retient encore une grande quantité (Berthollet).

Cet acide n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison; on l'obtient, 1° en brûlant du phosphore dans de l'air sous une cloche de verre bien sèche, placée sur un bain de mercure, et en recueillant les État naturel, et sa préparation.

flocons qui en proviennent; 2° en distillant dans une cornue de verre, sur du phosphore, de l'acide nitrique, et en conduisant le feu en proportion de la force de l'effervescence qui se produit; lorsque le phosphore est dissous, on continue la distillation jusqu'à ce que le résidu soit en consistance sirupeuse, après quoi on le verse dans un creuset de platine et on le porte peu à peu à la chaleur rouge, ensuite on le laisse refroidir jusqu'à ce qu'il devienne visqueux, alors on le coule dans un flacon très chaud qu'on bouche à l'émeri; 3° en décomposant, dans un creuset de platine, du phosphate d'ammoniaque pulvérisé, en le portant peu à peu jusqu'au rouge, l'ammoniaque se dégage et l'acide reste; on le coule dans un flacon bouché l'éméri.

Composition. Sur 100 parties de phosphore, 124,80 d'oxigène (M. Dulong).

Usages. L'acide phosphorique sert quelquefois, comme l'acide borique, pour l'analyse des pierres gemmes. Il est d'ailleurs sans usages.

Son réactif. On reconnaît sa présence dans un liquide par le sous-nitrate de mercure, avec lequel il forme un précipité blanc insoluble dans un excès d'acide, de même insoluble dans l'acide nitrique. Ce précipité, chauffé sur un charbon au chalumeau, se fond avec effervescence en produisant une flamme verte. Si l'on place au-dessus de cette flamme une lame de cuivre, elle blanchit par la vapeur mercurielle.

De l'acide phosphatique.

234. Cet acide est absolument sans usages: il est liquide, visqueux, sans couleur, ayant un peu l'odeur

du phosphore, rougissant fortement les couleurs bleues végétales, plus pesant que l'eau, dégageant de l'hydrogène phosphoré lorsqu'on le chauffe, et passant ainsi à l'état d'acide phosphorique. On l'obtient en laissant brûler spontanément dans l'air saturé d'humidité sous une cloche percée latéralement des cylindres de phosphore placés dans des tubes de verre, et réunis dans un entonnoir dont le bec est reçu dans un flacon posé sur un bassin plein d'eau. On le concentre sous le récipient de la machine pneumatique en le mettant à côté d'une capsule remplie d'acide sulfurique concentré.

Sur 100 parties de phosphore, 112,32 d'oxigène. (M. Dulong.) Composition

L'acide phosphatique ne forme point de sels, il se change en acide phosphorique et en acide phosphoreux dans son contact avec les oxides.

De l'acide phosphoreux.

235. Ce corps a été découvert par M. Davy; il est solide, très sapide, inodore, incolore et sans usages. On l'obtient en décomposant le proto-chlorure de phosphore par l'eau; celle-ci a ses deux principes séparés: son hydrogène se combine au chlore et son oxigène au phosphore; de là des acides hydro-chlorique et phosphoreux: par une évaporation lente le dernier cristallise. Historique.

Sur 100 parties de phosphore, 74,88 d'oxigène. (M. Dulong.) Composition

De l'acide hypo-phosphoreux.

236. Découvert en 1816 par M. Dulong, cet acide est aussi sans usages. Il est liquide et incristallisable; se forme chaque fois que l'on délaie un phosphure alkalin dans l'eau: celle-ci a ses éléments séparés qui s'unissent, l'hydrogène à une partie du phosphore, l'oxigène à l'autre partie; de là de l'hydrogène phosphoré qui se dégage, de l'acide phosphorique et de l'acide hypo-phosphoreux qui se combinent avec l'alkali, de manière que, si le sulfure est de baryte, le phosphate de baryte étant insoluble, et l'hypo-phosphite soluble, celui-ci reste seul dans la liqueur; on le sépare, par une addition convenable d'acide sulfurique, de la baryte avec laquelle il est uni.

Composition. Sur 100 parties de phosphore, 37,44 d'oxigène. (M. Dulong.)

De l'acide nitrique.

Historique. 237. Cet acide était autrefois connu sous les noms d'*esprit de nitre*, d'*eau forte;* il a été découvert par Raymond Lulle vers le milieu du treizième siècle: il reçut le nom qu'il porte aujourd'hui lors de la réformation du langage chimique.

Propriétés chimiques. L'acide nitrique nouvellement préparé est un liquide incolore, exhalant sans cesse des vapeurs blanches dans l'air d'une odeur forte et désagréable, très sapide et corrosif; il tache la peau en jaune, qui ne reprend sa couleur que par le renouvellement de l'épiderme. C'est un horrible poison. La pesanteur spécifique de l'acide nitrique le plus concentré possible est, suivant Rouelle,

de 1,583, et, suivant M. Proust, de 1,62. Cependant M. Thenard ne l'a trouvée que de 1,513. Nous savons qu'il ne peut exister sans eau.

Propriétés chimiques.

Cet acide entre en ébullition à 86° centigrades, et se condense ensuite coloré légèrement en jaune par un peu d'acide nitreux qui se forme par sa distillation.

La chaleur rouge le transforme en oxigène et en gaz nitreux, un froid de 50° lui fait prendre la consistance de beurre.

La lumière solaire le décompose en partie; il s'en dégage alors de l'oxigène, et il s'y produit un peu d'acide nitreux qui le colore en brun; d'où il suit qu'il s'affaiblit, et finit même par ne plus être décomposable par ce fluide.

L'oxigène et l'air sont sans action sur l'acide nitrique, seulement sa vapeur, en se combinant avec la vapeur aqueuse de l'atmosphère, donne naissance aux vapeurs blanches précitées.

Excepté le carbone à l'état de diamant, le chlore, l'iode, l'azote, l'or, le platine, le rhodium, le chrôme, le tungstène, le columbium, le cérium, le titane, l'osmium et l'iridium, tous les corps combustibles simples peuvent décomposer l'acide nitrique à des températures plus ou moins élevées.

Lorsque l'on verse de l'acide nitrique très concentré sur du soufre ou du phosphore en fusion, il les enflamme; il agit de même à la température ordinaire sur du charbon très sec et bien pulvérisé, sur les huiles siccatives, sur celles qui étant mucilagineuses pourraient retenir de l'eau: il faut, pour qu'il en produise l'inflammation, le mêler avec un peu d'acide sulfurique.

L'acide nitrique peut aussi enflammer de la limaille

de fer très fine et parfaitement sèche (M. Proust), et de même le zinc, l'étain, le bismuth, lorsqu'on le verse sur ces trois métaux quand ils sont en fusion.

Les produits qui résultent de l'action de l'acide nitrique sur les corps simples sont, en général, du gaz oxide d'azote ou de l'azote d'une part, et un acide ou un oxide de l'autre : les gaz se dégagent; les acides, ayant peu d'affinité les uns pour les autres, restent mêlés; les oxides s'unissent souvent avec l'excès d'acide et forment des nitrates, ou bien ils se précipitent. Outre tous ces résultats, on obtient encore quelquefois un peu de nitrate d'ammoniaque; d'où l'on voit que l'eau de l'acide se décomposerait dans ce cas, et formerait par son hydrogène, avec l'azote, de l'acide nitrique, de l'ammoniaque, tandis que son oxigène et celui de la portion d'acide décomposé oxideraient le métal. C'est surtout ce que l'on observe en faisant agir l'acide nitrique sur l'étain, etc.

L'acide nitrique a beaucoup d'affinité pour l'eau, mais moins cependant que l'acide sulfurique; et nous avons vu qu'il ne peut exister sans en contenir. On le démontre facilement en faisant un mélange de ces deux acides concentrés; il se produit presque aussitôt d'abondantes vapeurs rouges d'acides nitreux, et du gaz oxigène provenant de la décomposition de l'acide nitrique auquel l'acide sulfurique enlève l'eau et par là s'affaiblit.

L'acide nitrique peut absorber avec une grande avidité le deutoxide d'azote, et peut acquérir ainsi une couleur verte, jaune ou brune; il était connu autrefois dans cet état sous le nom d'*acide nitrique phlogistiqué*. Si on le fait alors chauffer doucement,

il laisse dégager de l'acide nitreux sous la forme de vapeurs rouges, et se trouve plus ou moins concentré dans le vase distillatoire.

On ne rencontre l'acide nitrique dans la nature qu'à l'état de combinaison avec la potasse, la chaux et la magnésie. État naturel.

237 *bis*. On obtient l'acide nitrique en décomposant à l'aide de la chaleur le nitrate de potasse par l'acide sulfurique; à cet effet, on introduit d'abord dans une cornue de verre d'une capacité double de ce qu'elle doit contenir, six parties de nitre et ensuite quatre parties d'acide sulfurique, que l'on y verse par un tube, de manière à ce que l'acide arrive jusque dans la panse, afin d'éviter qu'il en adhère à la paroi interne du col de la cornue; car dans ce cas il altérerait, par son mélange, les premières portions d'acide nitrique qui viendraient à passer. On place cette cornue à feu nu, dans un fourneau muni de son laboratoire, et on adapte à son col une allonge qui se rend dans un ballon tubulé dont la tubulure porte un tube de sûreté propre à recueillir les gaz. On lute bien l'appareil, on le chauffe peu à peu jusqu'à ce que le mélange soit fondu, et on l'entretient dans cet état. Au commencement de l'opération, on aperçoit une légère vapeur rouge; le mélange entre en fusion, et elle est remplacée par d'abondantes vapeurs incolores. On continue la distillation jusqu'au moment où la vapeur rouge recommence à paraître; alors on retire le feu. Préparation.

La théorie en est simple. L'acide sulfurique, agissant au commencement de l'opération sur les parties du nitre qu'il touche, ne met d'abord que peu d'acide nitrique en liberté, qui se trouvant en contact Théorie.

avec beaucoup d'acide sulfurique lui cède son eau, et se transforme en oxigène et en vapeur rouge d'acide nitreux. Presque aussitôt tout le mélange entre en fusion. L'acide sulfurique s'unissant alors de toutes parts à la potasse abandonne son eau à l'acide qu'il déplace, et maintient ainsi à l'état d'union les éléments de l'acide nitrique qui se dégage. A la fin de l'opération, comme il n'y a plus assez d'eau, et que par conséquent la chaleur devient plus forte, les vapeurs rouges se reproduisent de nouveau; quelquefois aussi le nitre dont on se sert contient un peu d'hydro-chlorate de soude (sel marin), qui, étant décomposé, permet à son acide d'agir sur l'acide nitrique, d'où il provient du chlore et de l'acide nitreux.

L'acide ainsi obtenu contient par conséquent un peu d'acide nitreux qui le colore, un peu de chlore, et souvent même un peu d'acide sulfurique. On le purifie en le distillant dans un appareil semblable au précédent, et on en fractionne les produits : les premières portions qu'on sépare avec soin contiennent l'acide nitreux et le chlore. Le liquide alors doit être devenu incolore; on continue de le distiller et de le recevoir dans des vases bien propres, jusqu'à ce qu'il soit réduit dans la cornue au huitième de son volume.

L'acide nitrique doit être conservé dans l'obscurité et dans des flacons de verre bouchés à l'éméri.

Composition. Il est formé d'un volume d'azote et de deux volumes et demi d'oxigène, ou en poids de 35,40 d'azote et de 100 d'oxigène, abstraction faite de l'eau qu'il contient toujours.

Usages. L'acide nitrique sert, 1° à former, par son mélange avec l'acide hydro-chlorique en différentes proportions,

l'*eau régale* (acide hydro-chloro-nitrique); 2° à faire les nitrates et à oxider les métaux; 3° comme l'un des plus puissants réactifs du chimiste; en effet, il démontre la pureté de l'étain, qu'il laisse sous la forme d'oxide, ainsi que l'antimoine, en dissolvant plusieurs autres métaux qui peuvent y être unis. Nous avons vu qu'il sert à déterminer le titre de l'or, la différence de l'acier au fer; nous verrons qu'il transforme la plupart des substances végétales en acide oxalique. Il sert encore à différencier le minium de l'oxide rouge de mercure, etc., etc.

De l'acide nitreux.

238. Schéele est le premier qui ait fait connaître la différence qui existe entre l'acide nitrique et l'acide nitreux; ce dernier, que l'on considérait, il n'y a pas long-temps encore, comme un corps gazeux, est, d'après les expériences de M. Dulong, liquide, sans couleur à 20° sous 0, presque sans couleur à 10° sous le même point, d'un jaune fauve à 0° centigrade, et d'un jaune orangé de 15 à 28° centigrades. Sa saveur est très caustique, son odeur très forte; il répand d'abondantes vapeurs, entre en ébullition à 28° centigrades sous la pression de 76 centimètres. Sa pesanteur spécifique est de 1,451; il tache la peau comme l'acide nitrique, et est ainsi que lui un poison violent.

En faisant passer sur du fer ou du cuivre chauffé au rouge de l'acide nitreux, on le décompose: il se transforme en oxigène qui s'unit au métal, et en azote qui se dégage.

Préparation. M. Berzelius, le premier, a fait connaître qu'on pouvait obtenir cet acide en distillant dans une cornue de verre du nitrate de plomb bien desséché. On a le soin alors d'entourer le récipient d'un mélange de glace et de sel.

Composition L'acide nitreux est formé d'un volume d'azote et de deux volumes d'oxigène, ou en poids de 44,25 du premier et de 100 du second.

De l'acide pernitreux.

Historique. 239. M. Gay-Lussac a remarqué qu'il se forme des cristaux d'un sel qu'il a nommé *pernitrite*, lorsqu'on laisse pendant plusieurs mois une forte dissolution de potasse en contact avec du deutoxide d'azote; l'acide du sel qui provient de l'absorption d'une grande partie de ce deutoxide, il l'a appelé *pernitreux*. Du reste, cet acide ne peut être isolé de la potasse sans se transformer aussitôt en deutoxide d'azote et en acide nitrique.

De l'acide sulfureux.

Historique. 240. Cet acide fut examiné pour la première fois, par Stahl, qui lui donna le nom d'*acide sulfurique*
Propriétés. *phlogistiqué*. Il est gazeux, invisible comme l'air; son odeur est horrible et suffocante, et est la même que celle qu'exhale le soufre en brûlant; il est impropre à la combustion et à la respiration; sa saveur est fortement acide et sulfureuse; il rougit d'abord les couleurs bleues végétales, et en général les détruit ensuite. Sa pesanteur spécifique est, d'après M. Thenard, de 2,234.

Le calorique et le plus grand froid que nous puissions produire ne le décomposent pas, ni ne le font changer d'état, seulement le premier le dilate comme il dilate tous les gaz. Propriétés chimiques.

L'hydrogène et le carbone s'emparent de l'oxigène de l'acide sulfureux; le premier en donnant lieu à du soufre, à de l'eau et à de l'hydrogène sulfuré; le second à de l'oxide de carbone ou de l'acide carbonique, à du carbure de soufre ou à du soufre. Les produits doivent varier en raison de la quantité des matières employées et de la température.

Le potassium et le sodium décomposent l'acide sulfureux.

L'eau dissout à 20° centigrades, sous la pression de 76 centimètres, 37 fois son volume d'acide sulfureux, et n'en retient pas sensiblement à la température de l'ébullition.

L'acide sulfureux liquide et le chlore donnent naissance aussitôt à de l'acide sulfurique et à de l'acide hydro-chlorique : on voit qu'une portion de l'eau se décompose dans ce cas.

L'hydrogène sulfuré et le gaz acide sulfureux ne se décomposent mutuellement que peu à peu lorsqu'ils sont bien secs; mais ils opèrent leur décomposition subitement quand ils sont humides ou qu'ils sont en dissolution dans l'eau. Dans tous les cas, l'hydrogène de l'un s'unit à l'oxigène de l'autre, et leur soufre se dépose.

Préparation. On peut obtenir l'acide sulfureux en chauffant dans une petite cornue deux parties de mercure et une partie d'acide sulfurique en poids, et en recevant dans des cloches pleines de mercure le gaz qui se

dégage en produisant une effervescence; le sulfate reste dans la cornue.

Composition. L'acide sulfureux est formé d'un volume égal au sien d'oxigène, ou un volume de vapeur de soufre, et un volume d'oxigène condensés en un seul.

Usages. L'acide sulfureux est un bon réactif pour reconnaître l'acide iodique, auquel il enlève l'oxigène en précipitant l'iode. Il sert à l'analyse des fontes, au blanchîment des soies, pour enlever les taches des fruits sur le linge; on l'emploie avec succès pour guérir les maladies de peau.

D'après M. Planche, on peut ramener au bleu le sirop de violettes, en y versant goutte à goutte une quantité suffisante de cet acide.

Plusieurs des sels (sulfites) qu'il forme sont employés pour enlever l'oxigène à plusieurs corps, comme, par exemple, pour arrêter ou empêcher la fermentation des sucs des végétaux, etc.

De l'acide sulfurique.

Historique. 241. La découverte importante de l'acide sulfurique est due aux Arabes ou aux alchimistes; on ignore l'époque à laquelle elle a été faite. Bazile Valentin, qui vivait au commencement du quinzième siècle, est le premier qui en ait fait mention. Lavoisier nous a fait connaître la nature de cet acide, et tous les chimistes les plus distingués s'en sont occupés.

Propriétés physiques. L'acide sulfurique concentré est un liquide visqueux, coulant comme de l'huile, inodore, incolore comme l'eau; sa saveur est horriblement caustique; il charbonne les matières solides végétales et animales,

et les désorganise promptement; une seule goutte de cet acide peut rougir une grande quantité de teinture de tournesol ; c'est un violent poison ; il ne peut exister sans eau, et en contient toujours pour le moins le cinquième de son poids. Sa pesanteur spécifique est, à 20° centigrades, de 1,842. Lorsqu'on fait tomber quelques gouttes d'acide sulfurique concentré dans l'eau, il s'y unit en faisant entendre un sifflement semblable à celui qu'y occasionerait un fer rouge.

Il cristallise en se congelant lorsqu'on l'expose à un froid de 10° ou 12° sous 0; le terme de sa congélation se rapproche de 0 à mesure qu'on l'étend d'eau. Propriétés chimiques.

Il bout à 326° centigrades lorsqu'il est très concentré ; le degré de son ébullition est beaucoup moins élevé quand il est affaibli. Dans tous les cas, il se vaporise sans se décomposer, d'où il suit qu'on peut facilement le distiller.

Lorsqu'on le fait passer dans un tube de porcelaine à une haute température, il se transforme, suivant M. Gay-Lussac, en deux volumes d'acide sulfureux et en un volume de gaz oxigène : d'après ce, on voit qu'il est formé, abstraction faite de l'eau qu'il contient toujours, de 100 parties de soufre et 149,16 d'oxigène; il contient une fois et demie autant d'oxigène que l'acide sulfureux. Composition

A l'action de la pile, l'acide sulfurique laisse dégager son oxigène au pôle positif, et son soufre se rend au pôle négatif où il se rassemble en flocons.

Cet acide est sans action sur l'oxigène ou l'air à toutes sortes de températures; il s'empare seulement

à celle ordinaire de la vapeur d'eau que ces gaz peuvent contenir jusqu'à ce que son poids soit augmenté du double : dans ce cas il se colore en jaune; ce qui est dû aux corpuscules provenants de l'air qu'il charbonne et désorganise.

Tous les corps simples non métalliques décomposent l'acide sulfurique à l'aide de plus ou moins de chaleur, excepté le chlore, l'iode et l'azote.

Avec l'hydrogène on obtient pour produit de l'eau, du soufre et quelquefois de l'hydrogène sulfuré; ce qui dépend des proportions de l'acide et du gaz.

Le carbone, à la chaleur de l'eau bouillante, transforme l'acide sulfurique en sulfureux, et lui-même prend l'état d'acide carbonique; les produits pourraient varier à une haute température, en raison des quantités des deux corps employés.

Le phosphore, à 150° centigrades, s'empare d'une partie de l'oxigène de l'acide sulfurique, s'acidifie, et le transforme en acide sulfureux. On ignore quel serait le résultat à une température plus élevée.

Le soufre en bouillant dans l'acide sulfurique lui enlève de l'oxigène, et se transforme ainsi que lui en acide sulfureux.

Excepté le chrôme, le tungstène, le columbium, le titane, le cérium, l'osmium, le palladium, le rhodium, le platine, l'iridium et l'or, tous les métaux à froid ou à l'aide du calorique peuvent se combiner avec l'acide sulfurique; il en résulte des sulfates, de l'hydrogène qui se dégage, et quelquefois de l'acide sulfureux : d'où l'on voit que l'eau se décompose, et que, tandis que l'hydrogène devient libre, son oxigène oxide le métal, et prépare ainsi son union avec

l'acide sulfurique; celui-ci même parfois est décomposé en partie; il fournit alors au métal de l'oxigène, et laisse dégager de l'acide sulfureux. Dans tous les cas, on a pour produit un sulfate plus ou moins neutre.

L'acide sulfurique se rencontre abondamment dans la nature, mais toujours combiné avec plusieurs oxides métalliques, particulièrement avec la chaux, la baryte, la strontiane, la soude, la potasse, l'alumine, l'oxide de fer, etc. État naturel.

A Nordhausen, on l'obtient en distillant du sulfate de fer préalablement dépouillé de son eau de cristallisation. L'acide qui en provient est fumant et a une grande pesanteur spécifique. Préparation.

242. En France et en Angleterre on fait brûler dans des chambres plus ou moins grandes, entièrement doublées de plomb, dont le sol est recouvert d'eau, environ huit parties de soufre et une de nitrate de; potasse par cette combustion le nitrate est décomposé et cède de l'oxigène au soufre, qui passe en partie à l'état d'acide sulfurique et s'unit à la potasse. Il en résulte du sulfate de potasse et un dégagement de deutoxide d'azote; celui-ci se trouvant en contact avec l'oxigène de l'air de la chambre, s'y unit et se change aussitôt en gaz acide nitreux. Mais en même temps l'excès de soufre en brûlant a produit beaucoup d'acide sulfureux; ces deux gaz se combinent ensemble, il résulte de leur union une foule de petits cristaux blancs qui se précipitent sur l'eau. Par l'intermède de ce liquide, l'acide sulfureux enlève à l'acide nitreux une portion d'oxigène, pour passer à l'état d'acide sulfurique qui se dissout dans l'eau, tandis que Théorie.

le deutoxide d'azote, redevenu libre, agit de nouveau sur l'acide sulfureux, et produit sans cesse les mêmes phénomènes jusqu'à ce que tout cet acide ait été converti en acide sulfurique. Lorsque l'eau de la chambre en est suffisamment chargée, on la fait évaporer dans des chaudières de plomb, jusqu'à ce qu'elle marque environ 55° à l'aréomètre de Baumé; alors on la met dans des cornues de verre lutées ou de grès, où l'on continue la concentration jusqu'à ce que l'acide marque 66° au même aréomètre. Sa pesanteur spécifique alors est à peu près de 1,83 à 1,84.

Par l'évaporation successive dans les chaudières et dans les cornues, on a débarrassé l'acide d'un peu des acides nitreux, nitrique et sulfureux, et de beaucoup d'eau qu'il contenait à la sortie de la chambre. Alors il ne renferme plus qu'une petite quantité de sulfate de potasse et de plomb; on l'en sépare en le distillant dans une cornue de verre, dont l'extrémité du col est reçue dans un ballon tubulé; on lute l'appareil, et on porte progressivement la cornue à environ 300° de chaleur; à ce terme l'acide entre en ébullition, et vient, sous forme de vapeurs épaisses, se condenser dans le ballon. On évite les soubresauts, en mettant dans la cornue quelques petits fragments de verre.

Usages. C'est un réactif dont on fait le plus souvent usage. On s'en sert pour reconnaître en dissolution les sels de baryte, de strontiane, de plomb; pour dissoudre l'indigo et le reconnaître du bleu de Prusse pour convertir en sucre diverses substances végétales; pour reconnaître différents sels, etc.; pour obtenir presque tous les autres acides, pour faire les sulfates, pour

préparer l'éther, pour tanner les peaux, faire une foule de préparations utiles en médecine et dans les arts.

L'eau de baryte et tous les sels de baryte solubles, l'acétate de plomb neutre, le sous-nitrate de mercure, peuvent servir de réactifs pour reconnaître en dissolution l'acide sulfurique ou un sulfate. Ses réactifs.

L'eau de baryte et les sels solubles de baryte produisent dans ses dissolutions un précipité insoluble dans 40,000 parties d'eau, et fusible au chalumeau en un globule laiteux opaque.

De l'acide hypo-sulfurique.

243. Cet acide a été découvert, il y a peu d'années, par MM. Welter et Gay-Lussac. On l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux, provenant de la décomposition de l'acide sulfurique par le charbon, dans de l'eau contenant en suspension du peroxide de manganèse bien pulvérisé. Il se forme à froid un sulfate et un hypo-sulfate de manganèse parfaitement neutres. On les décompose en y ajoutant un petit excès de baryte en poudre facile à reconnaître par le papier de curcuma, qui de jaune devient rouge, et on favorise l'action par la chaleur. On filtre alors; l'oxide de manganèse précipité par la baryte, ainsi que le sulfate de baryte qui est insoluble, restent au fond du vase ou sur le filtre, tandis que la liqueur filtrée ne contient plus que de l'hypo-sulfate de baryte qui est soluble, et l'excès de baryte. On en sépare celle-ci par un courant d'acide carbonique; on filtre de nouveau, et après avoir fait bouillir la liqueur pour en séparer l'acide carbonique qu'elle pourrait rete- Historique, préparation et théorie.

nir, on y ajoute la quantité suffisante d'acide sulfurique pour précipiter la totalité de la baryte; on filtre encore, et la liqueur est concentrée en la plaçant, avec de l'acide sulfurique, sous le récipient de la machine pneumatique. On peut, par ce moyen, lui faire acquérir une densité de 1,347; mais passé ce point, elle se décompose, comme par la chaleur, en gaz acide sulfureux, qui se dégage et en acide sulfurique qui reste dans le liquide.

Composition L'acide hypo-sulfurique est toujours liquide, incolore, inodore et fortement acide; il est composé, abstraction faite de l'eau qui lui est propre, de cent parties de soufre et de cent vingt-cinq parties d'oxigène; du reste il est sans usages.

De l'acide hypo-sulfureux.

244. Cet acide ne peut exister par lui-même; aussitôt qu'on le sépare, par un acide fort, des bases salifiables, il se change en soufre et en acide sulfureux. Il est composé de 100 parties de soufre et de 50 d'oxigène. Il se forme lorsque l'on garde un sulfure alkalin dans l'eau, par exemple celui de chaux.

De l'acide sélénique.

245. On peut l'obtenir en brûlant du sélénium dans du gax oxigène, ou bien en traitant le sélénium dans une cornue par l'acide nitrique, ou par l'eau régale à l'aide de la chaleur. Il se produit, dans ce cas-ci, une vive effervescence. Lorsque le sélénium est dissous, si on laisse refroidir la liqueur lentement, il s'y dépose des cristaux en prismes hexaèdres d'acide séléé-

nique, qui, soumis à l'action du calorique, perdent leur eau de cristallisation, et restent sous la forme d'une masse blanche, considérée comme étant l'acide sélénique pur.

Ce corps a une saveur acide très forte, qui laisse sur la langue une sensation brûlante. Il est soluble dans l'eau froide, et en toutes proportions dans l'eau bouillante. Il cristallise par le refroidissement; de même que l'arsenic il se volatilise par la chaleur, sans se fondre; il se transforme alors en un gaz d'un jaune foncé. Propriétés.

Il est composé de 100 de sélénium et de 40,33 d'oxigène. Du reste il est sans usages. Composition

De l'acide chlorique.

246. Cet acide a été obtenu pour la première fois par M. Gay-Lussac. Il est liquide, sans odeur, sans couleur; sa saveur est fortement acide; il rougit les couleurs bleues végétales, et les détruit ensuite dans l'espace de quelques jours. On se le procure en versant peu à peu de l'acide sulfurique faible dans une dissolution de chlorate de baryte, de manière à ce que le liquide restant ne soit plus troublé ni par cet acide ni par l'eau de baryte; alors on l'évapore à une très douce chaleur, jusqu'à ce qu'il soit en consistance presque oléagineuse. Par une forte chaleur, on le décomposerait en chlore et en gaz oxigène. Historique. Propriétés et préparation.

Il est composé de 100 de chlore et de 111,68 d'oxigène, ou un volume de chlore et deux volumes et demi d'oxigène. (M. Gay-Lussac.) Composition

De l'acide chlorique oxigéné.

Historique. Propriétés.

247. Découvert il y a quelques années par M. le comte Von Stadion, cet acide est liquide, sans couleur, sans odeur; sa saveur est faible; il rougit la couleur de l'infusion de tournesol et ne la détruit pas. Il commence à se volatiliser à 140° centigrades. Il n'est décomposé ni par l'acide sulfureux, ni par les acides hydro-chlorique et hydro-sulfurique, ce qui le distingue parfaitement de l'acide chlorique.

Préparation.

Lorsque l'oxide de chlore s'est dégagé d'un mélange de 6 centigrammes de chlorate de potasse pulvérisé et de 2 ou 3 grammes d'acide sulfurique concentré, ce qui n'a lieu qu'au bout de 24 heures, le résidu est jaune et contient du chlorate oxigéné de potasse. On le chauffe alors au bain-marie jusqu'à ce que cette couleur ait disparu; ensuite on le délaie dans l'eau froide, et on jette le tout sur un filtre et on le lave jusqu'à ce qu'il ne rougisse plus la teinture de tournesol; le sel, très peu soluble dans l'eau froide, qui en provient est le chlorate oxigéné de potasse. On le mêle dans une cornue avec la moitié de son poids d'acide sulfurique étendu d'un tiers d'eau, puis on chauffe jusqu'à 140° centigrades environ. Il passe d'abord dans le récipient de la vapeur d'eau, ensuite des vapeurs blanches d'acide chlorique oxigéné, qui se condensent avec un peu d'acide sulfurique et hydro-chlorique. On le débarrasse du premier par une suffisante quantité d'eau de baryte, et du second par de l'oxide d'argent. On le filtre ensuite, et on le

concentre sous le récipient de la machine pneumatique.

Il est composé d'un volume de chlore et de 3 volumes et demi d'oxigène, ou de 100 parties du premier et 159,79 du second. Composition

Il est sans usages.

De l'acide iodique.

248. Découvert par M. Gay-Lussac, obtenu pur pour la première fois par M. Davy; cet acide est solide, blanc, soluble dans l'eau, inodore, rougissant d'abord les couleurs bleues végétales, et les détruisant ensuite. Sa densité est plus grande que celle de l'acide sulfurique. A une chaleur un peu élevée, il se transforme en vapeur d'iode et en oxigène. Historique.

On l'obtient en faisant arriver dans un petit récipient contenant de l'iode, par un tube rempli de petits fragments de chlorure de calcium, de l'oxide de chlore qui cède à une portion de l'iode son oxigène, et le chlore qui en provient s'unit à l'autre: de là de l'acide iodique et du chlorure d'iode; en exposant ces deux produits à une douce chaleur, le chlorure d'iode se volatilise, et l'acide iodique reste. Préparation.

Cet acide est formé d'un volume de vapeur d'iode et de 2 volumes et demi d'oxigène. Composition

De l'acide fluorique.

249. Cet acide, uni à de la silice, fut découvert par Schéele en 1771. MM. Gay-Lussac et Thenard ont Historique.

publié en 1811 un procédé pour l'obtenir pur, ou combiné avec le moins d'eau possible.

Propriétés. L'acide fluorique est liquide, incolore, fumant, d'une odeur très piquante, rougissant fortement les couleurs bleues végétales, corrodant les tissus des animaux avec une énergie horrible; une seule goutte de cet acide appliquée sur la peau y occasione subitement une ampoule recouverte d'une escarre. Aussi, lorsqu'il est très affaibli, sa saveur est-elle insupportable. On ne saurait prendre trop de précautions pour se garantir de sa vapeur : il paraît qu'il peut bouillir au-dessous de 30° centigrades; un froid de 40° sous 0 ne le fait pas changer d'état. Sa pesanteur spécifique est, d'après M. Davy, de 1,0609; elle augmente jusqu'à 1,25, en ajoutant peu à peu de l'eau à l'acide.

Aussitôt que l'acide fluorique a le contact du verre, il l'attaque immédiatement; c'est pourquoi on ne peut le conserver que dans des vases de plomb ou d'argent sur lesquels il n'a que très peu d'action. On préfère ceux qui sont faits avec ce dernier.

Les corps simples non métalliques sont sans action sur cet acide, soit à froid, soit à l'aide de la chaleur.

Le potassium, le sodium, le fer, le zinc, le manganèse, le plomb et l'argent, sont les seuls métaux qui aient été mis en contact avec l'acide fluorique; il en est résulté, avec les cinq premiers, un dégagement d'hydrogène et des fluates de ces bases.

Lorsqu'on emploie du potassium ou du sodium, on ne doit verser l'acide fluorique sur ces métaux que goutte à goutte; sans cela, on produirait une

forte détonation, par la grande quantité de calorique et de gaz hydrogène qui se dégageraient.

Composition et préparation.

Les chimistes les plus distingués ne sont point d'accord sur la composition de l'acide fluorique : en Angleterre, on pense qu'il est formé d'un radical appelé *fluor* et d'hydrogène ; en France, on croit plus particulièrement qu'il est produit par l'union du même radical avec l'oxigène. Quoi qu'il en soit, on l'obtient en distillant, à l'aide d'une douce chaleur, dans une cornue de plomb dont l'extrémité du col entre à frottement dans celle d'un récipient de même métal entouré d'un mélange de neige et de sel, du fluate de chaux exempt de silice, réduit en poudre fine, avec le double de son poids d'acide sulfurique concentré. Le fluate est introduit le premier dans la cornue ; on verse dessus l'acide sulfurique, et on les mêle bien ensemble ; ensuite on lute les jointures avec de l'argile, puis on chauffe doucement, de manière à ne pas faire fondre le plomb ; l'acide fluorique, déplacé par l'acide sulfurique, passe et se condense dans le récipient.

Usages.

L'acide fluorique est employé pour graver sur le verre. La propriété qu'il a d'attaquer les corps lui sert de principal caractère.

Gaz fluo-borique.

Lorsque l'on mêle intimement une partie d'acide borique et deux parties de fluate de chaux bien pulvérisés, avec 10 à 12 parties d'acide sulfurique, et qu'on traite le tout dans une fiole ou une petite cornue de plomb, à l'aide de la chaleur, on obtient un gaz rougissant la teinture de tournesol, d'une odeur piquante et suffocante, appelé *gaz acide fluo-borique ;* il est de tous les gaz le plus soluble dans l'eau, et

sa pesanteur spécifique est de 2,371. Il charbonne les matières végétales et animales à la manière de l'acide sulfurique.

Gaz fluorique silicé.

Si, au lieu d'acide borique, on emploie la même quantité de silice, ou sable blanc bien pulvérisé, on obtient un autre gaz appelé *gaz fluorique silicé*, qui est sans couleur, d'une odeur analogue à celle de l'acide fluo-borique, rougissant, comme lui, les couleurs bleues végétales, ayant une saveur très acide, et dont la pesanteur spécifique est de 3,5735.

Du reste, l'un et l'autre gaz doivent être reçus sous des cloches pleines de mercure. Ils sont sans usages.

Des acides métalliques.

250. Les acides métalliques sont au nombre de six : on les nomme, d'après le nom de leur radical, acide arsenique, acide chromique, acide molybdique, acide molybdeux, acide columbique et acide tungstique. Ils ont tous la plus grande analogie avec les peroxides de leurs bases; ils sont solides, inodores, plus ou moins acides, rougissant la teinture de tournesol, excepté l'acide tungstique, qui est sans saveur et sans action sur les couleurs bleues végétales : la seule propriété qu'il a de s'unir aux oxides pour former des sels l'a fait mettre au rang des acides. Ils sont blancs ou diversement colorés, et tous sont absolument sans usages.

De l'acide arsénique.

Historique.

250 *bis*. L'acide arsénique, découvert par Schéele

en 1775, est solide, blanc, caustique, déliquescent, plus pesant que l'eau. C'est un poison des plus violents.

Exposé à l'action du feu, il fond d'abord, et ensuite se transforme, à 600° centigrades environ, en oxigène et en deutoxide d'arsenic.

Il se comporte avec les corps simples comme le deutoxide de même base.

Il existe dans la nature combiné avec l'oxide de fer, l'oxide de cuivre, de cobalt, etc. Les arséniates naturels sont rares.

C'est en traitant le deutoxide d'arsenic par l'acide nitrique ou par l'eau régale qu'on obtient l'acide arsénique. Préparation.

Il est formé de 100 d'arsenic et de 53,139 d'oxigène.

De l'acide chromique.

251. L'acide chromique, découvert par M. Vauquelin en 1797, est solide, rouge-purpurin, soluble dans l'eau, plus pesant que ce liquide, auquel il communique sa couleur; sa saveur est âcre : il rougit la teinture de tournesol, et cristallise en prismes lorsqu'il est en dissolution et qu'on la fait évaporer lentement. Historique.

Exposé à l'action de la chaleur, il se change en oxigène et en oxide de chrôme.

On se procure l'acide chromique en faisant rougir, dans un creuset de Hesse, deux parties de chromate de fer (mine de chrôme existant dans le département du Var) et une partie de nitre pulvérisés ; on délaie le résidu dans l'eau; on filtre la dissolution, qui contient Préparation.

du chromate de potasse avec excès de base, qu'on sature par l'acide acétique; on verse ensuite dans la liqueur du nitrate de baryte, il se précipite aussitôt un chromate indissoluble de baryte; celui-ci encore humide est dissous dans la plus petite quantité possible d'acide nitrique faible; après quoi, on en précipite la baryte, en y ajoutant seulement la quantité d'acide sulfurique nécessaire pour s'emparer de cette base : ensuite on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité, en ayant le soin de ménager le feu à la fin de l'opération, pour ne point risquer de décomposer l'acide chromique qui reste seul dans la capsule évaporatoire.

Cet acide est composé de 100 de chrôme et de 85,263 d'oxigène (M. Berzelius).

De l'acide molybdique.

Préparation. 252. Cet acide a été découvert par Schéele en 1778. Il est blanc gris, volatil, légèrement sapide, soluble dans neuf cent soixante parties d'eau, qu'il colore en jaune pâle. Quoique cette dissolution n'ait point de saveur, elle rougit sensiblement le papier de tournesol. Sa pesanteur spécifique est de 3,460.

Historique. On prépare cet acide en chauffant du sulfure de molybdène dans de l'acide nitrique. Celui-ci cède son oxigène au soufre et au molybdène; de là des acides molybdique et sulfurique, et des oxides d'azote qui se dégagent. L'acide molybdique, insoluble dans les acides sulfurique et nitrique, se précipite sous forme d'une poudre blanche qu'on lave et qu'on fait sécher.

Il est formé de 100 de métal et de 49,92 d'oxigène.

De l'acide molybdeux.

Son histoire est la même que celle du deutoxide (208).

De l'acide columbique.

253. Cet acide a été découvert en 1802 par M. Hatchett. Il est blanc, insipide, inodore, sous forme de poudre, infusible, indécomposable par le calorique, peu soluble dans l'eau, soluble dans plusieurs acides forts, comme les acides sulfurique, nitrique, etc. Historique.

C'est en faisant fondre le minéral appelé *tantalite*, avec deux parties de borax et cinq parties de potasse, dans un creuset de platine, et traitant le produit par l'eau bouillante, et ensuite par un excès d'acide hydro-chlorique, qu'on obtient un précipité qui, lavé et séché, est l'acide columbique (208).

Il est formé de 100 de métal et de 5,485 d'oxigène (M. Berzelius).

De l'acide tungstique.

254. Cet acide, découvert en 1781 par Schéele, est solide, jaune, plus pesant que l'eau, insipide, inodore, sans action sur les couleurs bleues végétales, insoluble dans l'eau, infusible, indécomposable par le calorique, pouvant être ramené, par ce fluide et l'hydrogène, à un moindre degré d'oxigénation, s'obtient, en traitant, à l'aide de la chaleur, la mine appelée par les Allemands *scheelium*, et *wolfram* par M. Berzelius, par l'acide hydro-chlorique.

On fait bouillir et on décante ensuite la liqueur après une demi-heure d'ébullition : il s'en précipite par le repos une poudre jaune qu'on dissout dans l'ammoniaque. Le tungstate d'ammoniaque, chauffé jusqu'à siccité, et calciné suffisamment, laisse l'acide tungstique pour résidu.

Il est formé de 100 parties de métal et de 25 d'oxigène.

CHAPITRE IV.

PREMIÈRE SECTION.

Des combinaisons acides de l'hydrogène, ou des hydracides.

Généralités.

255. L'hydrogène, en s'unissant dans de certaines proportions avec plusieurs corps simples combustibles, peut, de même que l'oxigène, donner naissance à des composés qui possèdent tous les caractères des véritables acides. C'est à ces composés qu'on a donné le nom d'*hydracides*. Ils sont au nombre de six ; savoir, l'acide hydro-sulfurique ou *hydrogène sulfuré*, l'acide hydro-sélénique ou *hydrogène sélénié*, l'acide hydriodique ou l'*hydrogène iodé*, l'acide hydro-chlorique ou l'*hydrogène chloré*, enfin l'acide *hydro-cyanique* et l'acide *hydro-xanthique*. Les quatre premiers sont toujours gazeux et plus ou moins solubles dans l'eau ; les deux autres sont li-

quides. Ils se combinent en général de deux manières avec les oxides métalliques : quelquefois ils jouent parfaitement le rôle d'un acide dans leur union avec ces corps, et il en résulte des sels solubles ou insolubles ; d'autres fois ils se décomposent en les décomposant aussi : alors il s'opère entre leurs divers principes une réaction ; l'hydrogène de l'acide s'unit à l'oxigène de l'oxide, et forme de l'eau; les deux radicaux, devenus libres, se combinent et donnent naissance à un sulfure, à un iodure ou à un chlorure, etc.; ce qui dépend évidemment de la nature de l'hydracide.

Nous verrons, par la suite, que plusieurs chlorures, etc., se préparant par la voie sèche, et étant solubles dans l'eau, décomposent une partie de ce liquide lorsqu'on les y dissout; de manière que le métal s'oxide en en prenant l'oxigène, tandis que le corps simple avec lequel il est uni s'acidifie par l'hydrogène de l'eau, et le tout forme un sel hydro-chlorate, hydro-sulfate, etc.

De l'acide hydro-sulfurique.

256. C'est encore au célèbre pharmacien Schéele qu'est due la découverte de l'hydrogène sulfuré (acide nommé *hydro-sulfurique* par M. Gay-Lussac). Il en fit connaître la composition en 1777. Depuis, tous les savants les plus distingués se sont occupés de l'étude de ce corps. Berthollet, en 1794, en présenta les différentes propriétés et posa dès lors les fondements de la théorie des hydracides. Historique.

L'acide hydro-sulfurique est un gaz incolore, d'une saveur âcre, d'une odeur fétide et insupportable, ana- Propriétés.

logue à celle des œufs pourris, mais bien plus forte : il ne rougit que faiblement la teinture de tournesol ; il éteint les corps en combustion, quoique brûlant avec une flamme bleue : c'est un des gaz les plus délétère ; un chien de moyenne taille périt lorsqu'il est plongés dans un air qui en contient $\frac{1}{800}$ de son volume. Son antidote est le chlore, qui s'empare subitement de l'hydrogène et met le soufre en liberté. Sa pesanteur spécifique est de 1,1912.

L'eau, à 11° centigrades, et sous la pression de 76 centimètres, dissout trois fois son volume de ce gaz, et l'alcool six fois.

Par le calorique, ou par une série d'étincelles électriques, l'hydrogène sulfuré laisse déposer du soufre, et se décompose en partie, sans changer de volume.

Lorsqu'on enflamme un mélange d'un volume d'acide hydro-sulfurique et d'un volume et demi de gaz oxigène, il se produit une forte détonation, de l'acide sulfureux et de la vapeur d'eau.

Lorsque le charbon est imprégné d'hydrogène sulfuré, celui-ci se décompose, même à la température ordinaire, pourvu qu'il ait le contact de l'air ou du gaz oxigène; il se forme de l'eau, et le soufre se dépose.

A la température ordinaire, le chlore et l'iode peuvent s'emparer de l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique et en mettre le soufre en liberté : l'iode plus particulièrement, lorsque l'acide est dissous dans l'eau; c'est même un bon moyen pour faire l'acide hydriodique liquide.

Le potassium et le sodium, lorsqu'ils sont en fusion avec le contact de l'acide hydro-sulfurique, de-

viennent lumineux en s'unissant avec lui et avec le soufre qui provient d'une partie qu'ils décomposent, et d'où l'hydrogène se sépare. La quantité d'hydrogène qui se dégage est toujours proportionnelle à la quantité d'oxigène qui serait nécessaire pour faire passer le métal à l'état de protoxide, de manière qu'en se combinant avec elle il en résulterait de l'eau.

Les autres métaux n'absorbent point l'hydrogène sulfuré, tous en opèrent la décomposition à l'aide du calorique : ils s'emparent du soufre, et l'hydrogène seul devient libre.

Nous avons vu que l'eau peut dissoudre à peu près trois fois son volume d'hydrogène sulfuré; lorsqu'elle en est ainsi saturée, on doit la conserver dans des endroits frais, renfermée dans des flacons bien bouchés et même renversés. Quelque chose que l'on fasse, il s'en dépose constamment un peu de soufre ; dans le vide ou portée à l'ébullition, tout l'acide s'en sépare.

L'acide qu'elle contient se décompose par les acides nitreux, sulfureux, iodique, chlorique, etc.

L'hydrogène sulfuré existe dans la nature, dans les eaux minérales qui ont une odeur d'œufs pourris, et qui laissent précipiter en noir par les sels solubles de plomb. Il se forme et se dégage dans les fosses d'aisances, etc. État naturel.

257. Pour obtenir l'hydrogène sulfuré, on met dans un flacon, à deux tubulures, une partie de sulfure d'antimoine bien pulvérisé; on adapte à la première un tube recourbé à trois branches parallèles, destiné à verser cinq ou six parties d'acide hydro-chlorique liquide au commencement de l'opération et au fur et Préparation.

à mesure que l'action doit se ralentir; à la seconde, on place un tube recourbé, propre à recueillir les gaz. L'appareil parfaitement luté, on chauffe, au bain de sable, le flacon, dans lequel on verse peu à peu l'acide, et l'on reçoit le gaz sous des flacons renversés et pleins d'eau ou de mercure, sur un bain de l'un ou de l'autre liquide. Du reste, il est bon de tenir auprès de l'appareil un petit flacon, d'où s'évapore sans cesse un peu de chlore. La théorie en est simple : l'eau de l'acide hydro-chlorique est en partie décomposée, son hydrogène s'unit au soufre, son oxigène au métal; l'acide hydro-sulfurique passe dans les récipients, l'oxide formé se combine à l'acide hydro-chlorique, et constitue de l'hydro-chlorate de protoxide d'antimoine.

Si on voulait l'obtenir en dissolution dans l'eau, on le ferait rendre dans une suite de flacons, presque remplis de ce liquide, et communiquant entre eux par des tubes recourbés. Il serait bien que les tubes fussent de sûreté à boule; que le premier flacon contînt un peu de dissolution de potasse, pour laver le gaz et retenir le peu d'acide hydro-chlorique qu'il pourrait entraîner, que le dernier renfermât une plus grande quantité de potasse, pour retenir l'hydrogène sulfuré, lorsque l'eau des flacons intermédiaires en serait saturée.

Usages. L'acide hydro-sulfurique fait partie de plusieurs eaux minérales qu'on administre sous forme de bains : on l'emploie comme réactif pour précipiter de leurs dissolutions plusieurs métaux, pour séparer le picromel de l'oxide de plomb, etc.

De l'acide hydro-sélénique.

258. En traitant le séléniure de fer par l'acide hydro-chlorique, en place du sulfure d'antimoine, et dans le même appareil que ci-dessus, on obtient un gaz incolore, qui, suivant M. Berzelius, a une action horrible sur l'économie animale. Ce gaz est sans usages. (Voyez Ann. de chimie, tome IX, page 243.)

De l'acide hydriodique.

259. Cet acide paraît avoir été découvert par M. Clément; mais c'est à M. Gay-Lassac que l'on doit la connaissance de sa nature et de ses propriétés. Historique.

C'est un gaz incolore; son odeur est piquante et analogue à celle de l'acide hydro-chlorique; il rougit la couleur de tournesol, répand des vapeurs blanches, en s'emparant de l'humidité de l'air, éteint les corps en combustion. Sa pesanteur spécifique est de 4,4288. Propriétés.

Une chaleur rouge le décompose en partie : la décomposition est complète lorsqu'il est mêlé avec l'oxigène; il se forme alors de l'eau, et l'iode devient libre.

Le chlore lui enlève son hydrogène. Le potassium, le sodium et plusieurs autres le décomposent, même à la température ordinaire, il se forme un iodure, et l'hydrogène s'en sépare.

Il est très-soluble dans l'eau, et l'on peut, lorsqu'elle n'en est pas saturée, la porter à l'ébullition pour la concentrer.

Mis en contact avec le mercure, il est promptement

décomposé; il en résulte un iodure et un dégagement d'une quantité de gaz représentant la moitié de son volume : d'où il suit qu'il est formé d'un $\frac{1}{2}$ volume d'hydrogène, et d'un $\frac{1}{2}$ volume de vapeur d'iode non-condensés.

État naturel. Il existe en combinaison avec la potasse, dans les *fucus* et dans les *éponges*.

Préparation. On l'obtient en chauffant dans une petite cornue de verre, 8 parties d'iode et une de phosphore, le tout humecté avec un peu d'eau : celle-ci est décomposée; son hydrogène s'unit à l'iode, son oxigène au phosphore; de là, de l'acide phosphoreux fixe, et de l'acide hydriodique, que l'on reçoit dans un flacon long, étroit et plein d'air.

De l'acide hydro-chlorique.

Historique. 260. Les alchimistes paraissent avoir eu connaissance de cet acide, connu autrefois sous les noms d'*esprit de sel*, d'*acide marin*, *d'acide muriatique ;* mais c'est à Glaubert qu'on doit le procédé au moyen duquel on l'obtient encore aujourd'hui, et c'est à MM. Gay-Lussac et Thenard que nous sommes redevables des belles expériences qui nous en ont fait connaître la nature et la composition. (83.)

Propriétés. L'acide hydro-chlorique est un gaz incolore, produisant des vapeurs blanches dans l'air, en s'emparant de la vapeur d'eau qu'il contient toujours, très acide, rougissant fortement les couleurs bleues végétales, impropre à la respiration et à la combustion. Sa pesanteur spécifique est de 1,247.

Un froid de 50°—0 centigrades, le condense sans le faire changer d'état.

Le calorique ne fait que le dilater. Un courant d'étincelles électriques le transforme en partie en hydrogène et en chlore.

De tous les corps simples, le chlore ayant le plus d'affinité pour l'hydrogène, il s'ensuit qu'ils ne doivent point décomposer l'acide hydro-chlorique pour le lui enlever.

Le potassium, le sodium, le manganèse, le fer, l'étain et le zinc s'emparent du chlore de l'acide hydro-chlorique, forment des chlorures et mettent l'hydrogène en liberté. Celui-ci forme la moitié du volume de l'acide gazeux employé, d'où il suit que le gaz acide hydro-chlorique, est formé d'un volume de chlore et d'un volume d'hydrogène non condensés (83).

Action de l'eau.

L'eau a pour le gaz acide hydro-chlorique une telle affinité qu'elle peut, à 20° centigrades et sous la pression de 76 centimètres, en dissoudre 464 fois son volume : elle s'échauffe en l'absorbant; la glace elle-même peut absorber ce gaz, en se liquéfiant en même temps. La dissolution de l'acide hydro-chlorique est incolore, fumant à l'air, d'une odeur piquante insupportable, rougissant fortement la teinture de tournesol, pesant spécifiquement 1,203. (M. Thomson.)

Soumise à l'ébullition, le gaz acide s'en dégage sans éprouver d'altération; c'est en agissant ainsi que Priestley l'obtint le premier.

Son action sur les métaux et les alliages est la même que celle de l'acide sulfurique, et est même plus vive sur l'étain, le sulfure d'antimoine, etc.

Mêlée à l'acide nitrique en différentes proportions, elle constitue l'*eau régale*.

L'acide hydro-chlorique du commerce paraît devoir sa couleur jaune-pâle à une petite quantité de fer qu'il tient en dissolution.

État naturel. On ne rencontre point l'acide hydro-chlorique libre dans la nature; peut-être aux environs des volcans, mais à l'état d'hydro-chlorate, il y est abondamment répandu.

Préparation du gaz. 261. C'est en décomposant, à l'aide de la chaleur, le sel marin (proto-chlorure de sodium) par l'acide sulfurique, qu'on se procure le gaz acide hydro-chlorique. On ne doit le recueillir que lorsqu'il peut être absorbé complétement par l'eau. On peut faire l'opération au moyen de l'appareil décrit (257). On met le sel dans le flacon, seulement celui-ci doit être d'une capacité double de ce qu'il doit contenir, et on verse peu à peu l'acide sulfurique par le tube à trois branches parallèles ou en S: le gaz commence à se dégager même à la température ordinaire; on le reçoit sous des flacons renversés et pleins de mercure sur un bain de ce liquide. La théorie est fort simple: l'eau de l'acide sulfurique doit être décomposée; son hydrogène s'unit au chlore du chlorure, et son oxigène au sodium, de là du gaz acide hydro-chlorique qui s'échappe, et de l'oxide de sodium qui s'unit à l'acide sulfurique, séparé d'avec l'eau décomposée.

Préparation du gaz en dissolution dans l'eau. Lorsqu'on veut avoir l'acide-hydro-chlorique liquide, on introduit dans un ballon placé sur un bain de sable, posé sur un fourneau, une certaine quantité de sel marin fondu. (On lui fait éprouver la fusion ignée pour décomposer les nitrates qu'il pourrait contenir;

sans cela il se formerait de l'acide nitreux et du chlore qui coloreraient l'acide.) On adapte au col de ce ballon un tube en S, et un autre tube recourbé qui communique avec le premier flacon d'un appareil de Woulf (Voy. cet appareil, planche 3), dont le dernier flacon doit contenir une solution de potasse ou un lait de chaux. On lute parfaitement tout l'appareil avec un lut de pâte d'amande et de colle d'amidon, qu'on recouvre avec du parchemin mouillé et ficelé. Alors on verse par le tube en S, dans le ballon à plusieurs reprises et lorsque l'action se ralentit, une quantité d'acide sulfurique étendu du tiers de son poids d'eau, égale à celle du sel employé. Du reste, les autres flacons doivent contenir les deux tiers de leur capacité d'eau, et on chauffe graduellement le fourneau, de manière à ce que le dégagement du gaz ne soit ni trop lent ni trop rapide. L'opération est terminée lorsqu'il ne se dégage plus rien. A cette époque on verse de l'eau bouillante dans le ballon, afin que la matière ne s'attache pas à ses parois.

Composition

L'acide hydro-chlorique, abstraction faite de l'eau qu'il renferme, est formé d'un volume de chlore et d'un volume d'hydrogène.

Usages.

On se sert de cet acide pour préparer en grand l'hydro-chlorate d'étain, pour préparer le chlore dans les fabriques, pour faire l'acide hydro-chloro-nitrique; comme réactif pour reconnaître les sels d'argent, pour distinguer le proto nitrate de mercure du deuto-nitrate de ce métal, pour séparer le fer du platine, etc., etc.

Ses réactifs.

Le nitrate d'argent forme un précipité blanc-caillebotté insoluble dans l'eau et soluble dans l'ammo-

niaque, dans les dissolutions d'acide hydro-chlorique ou des hydro-chlorates. Le sous-nitrate de mercure en solution y forme également un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique. L'acétate de plomb neutre y forme aussi un précipité blanc soluble dans les acides nitrique et acétique, étendus d'eau. Si le précipité appartenait à un sulfate, il n'en serait pas ainsi.

De l'acide hydro-cyanique.

Cet acide ne sera étudié qu'en nous occupant des matières animales.

De l'acide hydro-xanthique.

Historique. 262. Il paraît, d'après les expériences de M. Will C. Zeize, professeur de chimie à l'université de Copenhague, publiées dans le nouveau recueil des Mémoires de l'académie des sciences de cette ville, d'après le mémoire de l'auteur, en date du 17 mai 1822, qu'il existe un nouvel hydracide, qui se forme par la réaction du carbure de soufre, et de l'alcool tenant en dissolution de l'hydrate de potasse ou de soude.

Propriétés. Cet acide est liquide à la température ordinaire, et bien au-dessous incolore, ressemblant à une huile, translucide; sa saveur, d'abord acide, devient ensuite amère et astringente. Il rougit fortement le tournesol; mais la partie rougie ne tarde pas à passer au blanc-jaunâtre. Ce nouvel acide est composé d'hydrogène, et d'un radical, formé de soufre et de carbone, appelé xanthogène, parce que celui-ci forme plusieurs combinaisons de couleurs jaunes avec quelques métaux.

(Voyez ce qui a été communiqué par l'auteur, Annales de chimie et de physique, tom. XXI, pag. 160.)

DEUXIÈME SECTION DU CHAPITRE QUATRIÈME.

Des combinaisons non acides de l'hydrogène avec les corps simples combustibles.

Elles sont au nombre de douze; savoir, 2 d'hydrogène avec le carbone, 2 d'hydrogène avec phosphore, 1 avec le soufre, 1 avec l'azote, 2 avec le potassium, 2 avec l'arsenic, enfin 2 avec le tellure.

Du gaz hydrogène per-carboné, ou *gaz oléfiant.*

263. Ce gaz fut découvert par les chimistes hollandais en 1796. Pur, il est incolore, inodore et insipide; il éteint les corps en combustion et asphyxie les animaux qui le respirent; il brûle avec une flamme blanche qui a beaucoup d'éclat; il est presque insoluble dans l'eau; ce liquide n'en dissout que la moitié de son volume. Sa pesanteur spécifique est de 0,9745, d'après M. Thomson.

Historique.

Propriétés physiques.

Exposé à une chaleur rouge-cerise, il double de volume en laissant déposer du charbon; enfin, en le chauffant progressivement jusqu'à la plus forte température, il prend un volume plus de trois fois aussi grand que celui qu'il avait primitivement en abandonnant de plus en plus son carbone, ce qui a fait juger par Berthollet que l'hydrogène et le carbone pouvaient s'unir à un grand nombre de proportions.

Propriétés chimiques.

Une série d'étincelles électriques agit sur ce gaz de même que le calorique.

L'oxigène et l'air mêlés avec l'hydrogène per-carboné ne lui font éprouver aucun changement à la température ordinaire, mais à la chaleur rouge il y a détonation, production d'eau et d'acide carbonique.

Il n'y a que l'action du soufre et du chlore de bien connue sur l'hydrogène per-carboné.

A la chaleur de la lampe le soufre s'empare de l'hydrogène qui devient sulfuré, et le charbon se dépose.

Deux volumes de chlore et un d'hydrogène per-carboné forment un mélange qui s'enflamme par l'influence directe des rayons solaires, ou par la chaleur rouge. De l'acide hydro-chlorique et un dépôt de charbon en sont les produits.

Le même mélange, renfermé dans un flacon rempli au quart d'eau et renversé sur une cuve pleine de ce liquide, diminue de volume lorsqu'il est exposé à la lumière diffuse, et donne naissance à un liquide, d'apparence oléagineuse, appelé *hydro-carbure de chlore*. Voilà pourquoi les chimistes hollandais ont appelé le gaz hydrogène per-carboné, *gaz oléfiant*.

L'hydro-carbure de chlore est incolore, sucré, d'une odeur éthérée, sans action sur le tournesol, et pèse spécifiquement 1,22.

Il bout à 67° centigrades environ; alors la pesanteur ou la tension de sa vapeur est de 3,4484, et il se colore sensiblement.

Il brûle avec une flamme verte en répandant des fumées épaisses et piquantes.

On obtient l'hydrogène per-carboné en chauffant dans une cornue, au col de laquelle on adapte un tube recourbé qui se rend sous des flacons pleins d'eau, une partie en poids d'alcool et quatre parties d'acide sulfurique concentré. La théorie en sera expliquée à l'article éthers. Préparation de l'hydrogène per-carboné.

Il paraît qu'il est formé de deux volumes de gaz hydrogène, et de deux volumes de vapeur de carbone condensés en un seul. Composition

On se sert pour l'éclairage, en Angleterre et maintenant à Paris depuis plusieurs années, de l'hydrogène carboné qu'on retire de la houille par la distillation; on le débarrasse de l'hydrogène sulfuré qui l'accompagne, en le faisant passer au travers de la chaux délitée. Usages.

En France ce procédé a été découvert par l'ingénieur Le Bon il y a environ vingt ans.

Du gaz hydrogène carboné des marais.

264. Les eaux stagnantes, comme celles des marais, des fossés qui entourent les villes, sont ordinairement vaseuses, et renferment toujours plus ou moins de matières organiques qui s'y décomposent : il en provient un gaz qui se dégage de temps en temps sous la forme de bulles, surtout en été; on peut le recueillir au moyen d'une bouteille pleine d'eau et munie d'un entonnoir fixé à son goulot : on la tient renversée dans l'eau un peu au-dessus de la vase, et l'on agite celle-ci avec un bâton.

Ce gaz brûle avec une flamme jaunâtre; il n'a ni odeur ni saveur; il est invisible et incolore; il contient

un peu d'acide carbonique dont on le sépare en l'agitant avec de l'eau de chaux, et de plus un peu d'air atmosphérique. Du reste il est sans usages, et paraît formé d'un volume d'hydrogène et d'un demi-volume de vapeur de carbone condensés en un seul, d'où l'on voit qu'il contient la moitié moins de carbone que l'hydrogène per-carboné.

Composition

De l'hydrogène per-phosphoré.

Historique.

265. C'est un gaz sans usages, qui a été découvert en 1783 par Gingembre, et qui a été étudié par MM. Kirwan, Dalton, etc., et particulièrement par M. Thomson. La propriété remarquable qu'il a de brûler aussitôt qu'il a le contact de l'air, le rend extrêmement curieux. Il est incolore; sa saveur est amère; son odeur ressemble à celle de l'ail. Sa pesanteur est de 0,9022. Beaucoup de corps sont capables de l'altérer.

Propriétés.

Préparation.

On l'obtient en mettant dans une petite cornue des morceaux de phosphure de chaux, et on la remplit entièrement d'eau bouillie et acidulée par de l'acide hydro-chlorique. De plus, on y adapte un tube plein d'eau lui-même et propre à recueillir les gaz. En chauffant alors modérément, l'hydrogène per-phosphoré se dégage. La théorie en est simple: une partie de l'eau est décomposée, l'hydrogène s'unit au phosphore et se rend dans les récipients, l'oxigène se combine aussi avec le phosphore; l'acide qui en provient, ainsi que l'acide hydro-chlorique, s'unit à la chaux.

De l'hydrogène proto-phosphoré.

266. Le phosphore ne paraît s'unir qu'en deux proportions avec l'hydrogène. Lorsqu'on expose de l'hydrogène per-phosphoré à la lumière directe des rayons solaires, il se dépose du phosphore, et ce gaz n'est plus capable de s'enflammer spontanément par le contact de l'air à la température ordinaire : il forme alors l'hydrogène proto-phosphoré, qui, comme le précédent, est sans usages.

De l'hydrure de soufre.

267. L'hydrogène ne paraît s'unir qu'en deux proportions avec le soufre ; il forme l'acide hydro-sulfurique qui est gazeux (256), et l'hydrure de soufre qui est liquide et sans usages.

L'hydrure de soufre a été découvert par Schéele en 1777. Sa consistance est oléagineuse; son odeur et sa saveur sont analogues à celles des œufs pourris. Sa pesanteur est plus grande que celle de l'eau ; on l'obtient en versant une dissolution de sulfure hydrogéné de potasse dans de l'acide hydro-chlorique liquide qui s'empare de la potasse, tandis que l'hydrogène et le soufre s'unissent et tombent au fond du vase, comme le ferait une huile plus pesante que l'eau.

De l'hydrogène azoté ou *de l'ammoniaque.*

268. On ignore quel est l'auteur de la découverte Historique.

de l'ammoniaque. Cette substance fut connue autrefois sous les noms d'*alkali volatil*, d'*alkali fluor*, *esprit de sel ammoniac*, et fut long-temps confondue avec le sous-carbonate d'ammoniaque. Schéele le premier en reconnut la composition, et Priestley l'obtint pour la première fois à l'état gazeux.

Propriétés physiques.

L'ammoniaque est un gaz invisible comme l'air dont il a les propriétés mécaniques; son odeur est vive, piquante et très pénétrante; sa saveur est âcre et caustique; les animaux qu'on plonge dans ce gaz ne peuvent le respirer sans perdre la vie. Il éteint les corps en combustion: une bougie allumée, mise dans une éprouvette pleine de gaz ammoniac, s'y éteint; mais auparavant on voit le disque de la flamme s'agrandir, ce qui est dû à la combustion de l'hydrogène des portions de ce gaz qui sont en contact avec l'air. Il verdit fortement les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est de 0,591.

Propriétés chimiques.

Soumis à l'action d'une chaleur rouge-cerise, le gaz ammoniac n'est point décomposé. Un froid de 48°—0 le condense sans le faire changer d'état.

L'air et l'oxigène sont sans action sur le gaz ammoniac à la température ordinaire; mais lorsqu'ils sont mêlés avec lui, il se produit, à la chaleur rouge, une détonation, de l'eau, une très petite quantité d'acide nitrique et un résidu de gaz azote.

L'étincelle électrique peut aussi enflammer leur mélange.

On ne connaît point encore l'action du bore, du phosphore et du sélénium sur le gaz ammoniac; celle de l'hydrogène et de l'azote est nulle.

En faisant passer sur du carbone à la température

rouge, dans un tube de porcelaine, du gaz ammoniac, on obtient de leur réaction du gaz hydrogène carboné, de l'azote, et une matière soluble dans l'eau, ayant l'odeur d'amandes amères.

En faisant arriver ensemble, à la chaleur rouge dans le même tube de porcelaine, du soufre en vapeur et du gaz ammoniac, il se produit de l'hydrogène et de l'azote, de l'hydro-sulfate et de l'hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque.

L'iode absorbe, même à la température ordinaire, le gaz ammoniac; il est nécessaire que l'un et l'autre soient bien secs. Il en résulte un composé noir, visqueux, qui devient de plus en plus liquide par l'absorption du gaz. Ce composé est l'iodure d'ammoniaque.

De tous les corps simples, c'est le chlore qui a sur le gaz ammoniac l'action la plus vive : elle est instanée. Lorsque l'on fait passer du chlore dans un flacon presque rempli de gaz ammoniac sur un bain de mercure, l'absorption est considérable et accompagnée de lumière : le chlore s'empare d'une partie de l'hydrogène du gaz ammoniac, forme de l'acide hydro-chlorique, qui, s'unissant aussitôt avec le gaz non décompo é, produit des vapeurs épaisses; l'expérience étant terminée, on trouve sur les parois internes une légère couche d'hydro-chlorate d'ammoniaque, et le résidu des gaz est un mélange d'hydrogène de gaz ammoniac.

L'action du chlore liquide sur l'ammoniaque liquide est encore la même, seulement il ne se produit point de traces de lumière.

Le potassium et le sodium, fondus dans du gaz ammoniac, donne naissance à une matière vérte olivâtre, Action des métaux.

très fusible, formée de potassium ou de sodium d'azote et d'ammoniaque, connue sous le nom d'*azoture-ammoniacal de potassium ou de sodium;* et il se dégage un volume de gaz hydrogène exactement semblable à celui que donnerait avec l'eau la quantité du métal employé.

Plusieurs métaux, tels que le fer, le cuivre, etc., peuvent, étant portés à une haute température dans un tube de porcelaine, décomposer le gaz ammoniac, et d'autant plus vite que la chaleur est plus forte. Ces métaux ne perdent ni n'absorbent rien, car ils n'augmentent ni ne diminuent de poids; seulement le fer et le cuivre deviennent cassants, surtout ce dernier, qu'on ne pourrait presque toucher sans le rompre, cependant il se laisse quelquefois aplatir sous le marteau. Sa couleur devient plus pâle. On explique toujours ce phénomène *par l'arrangement des molécules* (66). Du reste, les gaz sont constamment dans le rapport de trois d'oxigène à un d'azote.

Action sur les oxides.

269. Le gaz ammoniac ayant dans sa composition les trois quarts d'hydrogène, doit réduire ou ramener à un moindre degré d'oxidation tous les oxides que celui-ci peut réduire, et c'est en effet ce que l'on a observé pour les oxides dans lesquels l'oxigène est fortement condensé, comme dans ceux de potassium, sodium, etc.

Action de l'eau.

D'après M. Thomson, l'eau peut absorber 780 fois son volume de gaz ammoniac, et, suivant M. Thenard, ce liquide n'en prend que 430 fois, ou environ le tiers de son poids : quoi qu'il en soit, il forme la substance connue sous le nom d'*ammoniaque liquide.*

De même que la glace absorbe, en se liquéfiant,

l'acide hydro-chlorique, de même aussi elle absorbe le gaz ammoniac.

L'ammoniaque liquide, portée à l'ébullition, perd presque totalement le gaz qui la constitue.

270. Le gaz ammoniac, ainsi que sa dissolution dans l'eau, n'existe pas dans la nature; mais ses combinaisons avec l'acide hydro-chlorique et l'acide phosphorique, se forment dans les urines de l'homme; avec le premier de ces deux acides, dans les excréments des chameaux; avec plusieurs acides, tels que les acides carbonique, acétique, etc., dans les matières animales en putréfaction; enfin il existe combiné dans plusieurs mines d'alun. État naturel, et préparation.

C'est en distillant parties égales de sel ammoniac (hydro-chlorate d'ammoniaque) et de chaux, pulvérisées séparément, dans une petite cornue de verre, armée d'un tube propre à recueillir les gaz, qu'on se procure le gaz ammoniac; du reste on la chauffe graduellement. La chaux s'unit à l'acide hydro-chlorique, cède à son hydrogène son oxigène; de là de l'eau, du chlore et du calcium : ces deux-ci s'unissent aussi et forment un chlorure.

Lorsque l'on veut saturer l'eau de gaz ammoniac, et former ainsi l'ammoniaque liquide, on remplit presque aux trois quarts une cornue de grès d'un mélange à parties égales de chaux et de sel ammoniac pulvérisés; on y adapte un tube de sûreté, qui se rend dans un petit flacon à moitié plein d'eau destinée à laver le gaz. Ce petit flacon communique par un tube recourbé et de sûreté avec une suite de flacons beaucoup plus grands, remplis aux deux tiers d'eau distillée, et munis de tubes de communi-

cation et de sûreté, y plongeant seulement par leur seconde extrémité. L'appareil bien luté, la cornue placée dans un fourneau, on chauffe progressivement, et le gaz se rend dans l'eau du premier flacon, la sature, et successivement dans les autres. On reconnaît que les luts sont bien placés, lorsqu'en promenant au-dessus la barbe d'une plume trempée dans du chlore liquide, il ne se forme point de nuages blanchâtres. L'opération est terminée lorsque, la cornue étant rouge, il ne se dégage plus rien. Il est bon de faire plonger les flacons dans des terrines presque pleines d'eau, qu'on renouvelle ou qu'on maintient froide par de la glace.

L'ammoniaque liquide doit être conservée dans un lieu frais, renfermée dans des flacons bouchés à l'éméri. Elle est incolore, caustique, exhalant la même odeur que le gaz. Un froid de 40° la congèle et la rend opaque. Nous avons vu que la chaleur de l'ébullition en dégageait le gaz ammoniac.

Le zinc est le seul métal qui se dissolve dans l'ammoniaque liquide : il se produit un dégagement d'hydrogène, d'où l'on voit qu'une portion de l'eau est décomposée.

Nous avons vu (188) quels sont les oxides qui peuvent se dissoudre dans l'ammoniaque liquide : toutes ces dissolutions sont incolores, excepté celles de deutoxide de cuivre, qui est bleue ; de protoxide de nickel, qui est aussi bleue; de protoxide de cobalt, qui est rose. Elles constituent les matières connues sous les noms d'*ammoniures*, dont plusieurs ne peuvent exister qu'en l'état liquide : aussi, lorsqu'on les fait évaporer, l'oxide s'en précipite et le gaz ammoniac s'en dégage.

Les ammoniures que l'on obtient facilement à l'état solide, sont ceux d'arsenic, de cuivre, d'antimoine, de mercure, d'argent, d'or et de platine. On prépare quelquefois les quatre derniers, parce qu'ils possèdent la propriété de détoner par une chaleur plus ou moins élevée : celui d'argent même fulmine, à la température ordinaire, par le moindre frottement. L'explosion de ces ammoniures paraît être due au dégagement subit de l'azote et de la vapeur d'eau qui se forme par l'union instantanée de l'hydrogène de l'ammoniaque et de l'oxigène de l'oxide; du reste le métal est revivifié.

De l'ammoniure d'argent.

271. On ne doit préparer à la fois, pour éviter tout danger, que quelques grains d'ammoniure d'argent. On prend à cet effet une très petite quantité d'oxide de ce métal (219), qu'on met dans un verre de montre; on y ajoute ensuite assez d'ammoniaque liquide pour faire une bouillie très claire, que l'on abandonne à elle-même jusqu'à ce qu'elle soit parfaitement desséchée. Le résidu est gris, plus pesant que l'eau, inodore, et constitue l'ammoniure d'argent, dont la découverte est due à Berthollet.

De l'ammoniure de mercure.

272. L'ammoniure de mercure se prépare exactement de la même manière que le précédent, seulement, de temps en temps, on doit agiter, dans un flacon bouché à l'éméri, le deutoxide de ce métal dans un excès d'ammoniaque, jusqu'à ce qu'il devienne blanchâtre; alors on décante la liqueur et l'on fait sécher le résidu, qui forme l'ammoniure de mercure : du reste, celui-ci ne détone que lorsqu'on l'expose brusquement à une chaleur assez forte.

De l'ammoniure d'or.

273. L'ammoniure d'or s'obtient en versant de

l'ammoniaque liquide dans une solution d'hydro-chlorate de ce métal : l'ammoniure s'en précipite aussitôt sous la forme de flocons jaunâtres, qui, lavés et séchés à une très douce chaleur, sont plus pesants que l'eau, inodores et insipides, susceptibles d'être conservés sans éprouver d'altération sensible.

On peut le faire détoner en en mettant deux grains dans une cuillère ou sur la lame d'un couteau, et les exposant au-dessus de la lumière d'une bougie.

De l'ammoniure de platine.

274. Lorsque l'on verse de la potasse caustique dans une dissolution d'hydro-chlorate de platine et d'ammoniaque, on obtient un précipité d'ammoniure de platine, dont la découverte est due à M. Proust.

Usages.

L'ammoniaque n'est employée qu'à l'état liquide. En médecine on s'en sert comme d'un stimulant actif. Elle fait la base d'une foule de sels utiles en pharmacie et dans les arts. Dans les laboratoires, c'est un précieux réactif pour reconnaître la présence du nickel, du cuivre, pour séparer le premier d'avec le cobalt, le zinc du fer, le fer du manganèse, etc., etc.

Tous les sels d'ammoniaque peuvent être décomposés par la chaux. L'odeur vive et piquante qu'ils exhalent lorsqu'on les triture avec cette substance, sert de caractère pour en reconnaître la base.

De l'hydrure de potassium.

275. Découvert par MM. Gay-Lussac et Thenard, ce corps est solide, gris et sans usages. On l'obtient en chauffant peu à peu, avec une lampe à esprit-de-vin, un petit morceau de potassium dans du gaz hydrogène jusqu'à ce qu'il cesse d'en absorber. L'expé-

rience se fait dans une petite cloche courbe, sur un bain de mercure. La chaleur doit être modérée; car, avec celle qu'on peut produire avec la même lampe, on peut décomposer cet hydrure et le transformer en hydrogène et en potassium.

Du gaz hydrogène potassié.

276. Lorsque l'on décompose l'hydrate de potassium par le fer, à une très haute température, il se produit du gaz hydrogène potassié, qu'on peut recueillir sous des cloches pleines de mercure. Ce gaz est incolore; et, lorsqu'il est récemment obtenu, il peut prendre feu par le contact de l'air; mais, après quelques heures, il ne possède plus cette propriété. (M. Sémentini, professeur de chimie à Naples.)

De l'hydrure d'arsenic.

277. Découvert par MM. Thenard et Gay-Lussac, l'hydrure d'arsenic est solide, brun-rougeâtre, terne, inodore, insipide et sans usages. Sa pesanteur spécifique est inconnue. Ce corps est le même que celui qui se dépose sur les parois internes d'une cloche remplie de gaz hydrogène arséniqué, lorsque l'on y fait passer, bulle à bulle, du gaz chlore.

De l'hydrogène arséniqué.

278. Ce gaz a été découvert par Schéele; il est sans couleur, d'une odeur nauséabonde, pesant spécifiquement 0,529; il est impropre à la respiration

Historique et propriétés.

et à la combustion. C'est un poison, lors même qu'on ne le respire que mêlé avec beaucoup d'air. Comme il est sans usages, les étudiants doivent s'abstenir de le préparer.

Soumis à un froid de 30° environ, et sous la pression de 76 centim., il se liquéfie. (M. Stromeyer.)

L'oxigène et l'air sont sans action sur l'hydrogène arséniqué à la température ordinaire; mais, lorsque ces gaz sont mêlés, on peut enflammer leur mélange avec une bougie allumée. Les produits sont de l'eau et du deutoxide d'arsenic.

Le gaz hydrogène arséniqué brûle dans l'air avec une flamme bleue; et si le col du vaisseau où la combustion a lieu est étroit, il s'y dépose de l'arsenic ou de l'hydrure.

De tous les corps, c'est le chlore gazeux qui a l'action la plus forte sur ce gaz. Elle est instantanée : de l'acide hydro-chlorique et de l'hydrure d'arsenic en sont les produits.

Préparation. Trois parties d'étain en grenailles et une partie d'arsenic pulvérisé, fondues ensemble dans un creuset couvert, donnent un alliage qui, pulvérisé et traité, dans une fiole munie d'un tube propre à recueillir les gaz, par cinq ou six fois son poids d'acide hydro-chlorique, décompose l'eau, d'où il résulte de l'hydro-chlorate de protoxide d'étain et de l'hydrogène arséniqué qu'on reçoit sous l'eau ou sous le mercure. Du reste, on chauffe peu à peu l'appareil.

L'infortuné Gehlen, qui, en 1815, fut victime de ses expériences sur ce gaz, le préparait en chauffant l'arsenic dans une lessive de potasse.

De l'hydrure de tellure.

279. Lorsque l'on soumet de l'eau à l'action de la pile, elle se décompose : si son hydrogène, qui se rend au pôle négatif, y rencontre un petit fragment de tellure, il s'y unit et donne naissance à une poudre brune d'hydrure de tellure qui a été découvert par Ritter.

Ce corps est sans usages.

De l'hydrogène telluré.

280. Découvert par M. Davy, ce gaz est incolore, soluble dans l'eau; il a une odeur analogue à celle de l'hydrogène sulfuré. On ne connaît pas sa pesanteur spécifique. On peut l'enflammer lorsqu'il est en contact avec l'air ou l'oxigène. Historique.

La dissolution dans l'eau de l'hydrogène telluré, abandonnée au contact de l'air, se colore en rouge pourpre, et laisse déposer une poudre brune qui n'est que de l'hydrure de tellure. Il suit de là que l'oxigène de l'air brûle une certaine quantité de l'hydrogène constituant l'hydrogène telluré.

On l'obtient en mettant dans de l'eau un alliage de potassium et de tellure, et en y ajoutant ensuite de l'acide hydro-chlorique. L'eau est décomposée : son hydrogène s'unit au tellure; l'acide se combine au potassium. Le premier composé se dégage avec effervescence et est reçu sous des récipients pleins de mercure. Le second reste dans la liqueur. Préparation.

L'hydrogène telluré, de même que l'hydrure de tellure, est sans usages. Usages.

LIVRE CINQUIÈME.

CHAPITRE PREMIER.

1° DES COMBINAISONS DU PHOSPHORE AVEC LES CORPS COMBUSTIBLES SIMPLES NON MÉTALLIQUES; 2° DES PHOSPHURES MÉTALLIQUES, ET DE LEURS GÉNÉRALITÉS.

Des phosphures non métalliques.

Nous avons vu que le phosphore peut se combiner avec l'hydrogène (265); il peut s'unir encore avec le soufre, le sélénium, l'iode et le chlore. Les composés qui en résultent, ainsi que l'hydrogène phosphoré, sont sans usages.

Du phosphure de soufre.

Historique et propriétés.

281. Margraff le premier a combiné le phosphore avec le soufre. Après lui, Pelletier, et ensuite beaucoup de chimistes, ont étudié l'action de ces deux corps l'un sur l'autre. Il résulte de leurs expériences qu'ils peuvent s'unir en un très grand nombre de proportions. Le composé qui en provient est jaunâtre,

avec apparence cristalline, solide ou liquide, plus pesant que l'eau. On peut opérer la combinaison du phosphore et du soufre en les faisant chauffer modérément sous l'eau dans une petite cornue, et encore l'opération n'est-elle pas sans danger; car le sulfure de phosphore ayant la propriété de décomposer ce liquide, l'hydrogène sulfuré et phosphuré qui en proviennent se dégagent, à la chaleur de l'eau bouillante, avec tant de violence, qu'ils donnent lieu à de fortes explosions.

Le meilleur procédé pour unir le phosphore et le soufre est le suivant. On introduit dans un tube fermé à l'une de ses extrémités un peu de phosphore, on le fait fondre et on y ajoute alors peu à peu le soufre avec lequel on veut le combiner. Lorsqu'ils s'unissent, on entend un petit bruit qui sert de guide pour ajouter le soufre successivement.

Lorsque ces deux corps sont unis dans la proportion de 5 de soufre et de 7 de phosphore, ce composé est très fluide à 0 et même au-dessous. (M. Faradey.)

Du phosphure de sélénium.

282. Le phosphore peut s'unir en toutes proportions avec le sélénium; le composé est de couleur jaune-brunâtre, sa cassure est cristalline quand le phosphore est en excès. Il est très fusible. Mis dans de l'eau, il la décompose: l'hydrogène s'empare du sélénium, l'oxigène du phosphore; de là de l'acide hydro-sélénique et un acide du phosphore. (M. Berzelius.) Propriétés.

Du phosphure d'iode.

283. Le phosphore s'unit en différentes proportions avec l'iode, en dégageant du calorique. On peut faire ce composé en chauffant ces deux corps bien secs dans un tube placé au-dessus de quelques charbons allumés. Sa couleur varie du brun rougeâtre au brun noir, selon que l'on fait varier la quantité d'iode.

Des phosphures de chlore.

Deuto-chlorure de phosphore.

284. Le phosphore et le chlore ont beaucoup d'affinité l'un pour l'autre. Il paraît qu'ils s'unissent ensemble en deux proportions. Leurs composés s'appellent *proto-chlorure de phosphore* et *deuto-chlorure de phosphore.*

Propriétés.

Le deuto-chlorure est d'un blanc de neige, volatil; sa vapeur, dans un récipient vide d'air, rougit le papier de tournesol : mis dans l'eau, il la décompose et en est décomposé; leur action est instantanée et accompagnée de chaleur qui réduit souvent en vapeur une portion du chlorure, lorsque sa quantité est un peu considérable. De l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphorique en sont les produits.

Le deuto-chlorure de phosphore forme avec l'ammoniaque un composé triple, insoluble dans l'eau, blanc, fixe, et indécomposable par les alkalis.

Préparation.

On obtient le deuto-chlorure de phosphore en faisant arriver dansun flacon de verre du chlore bien sec sur du phosphore également sec, jusqu'à ce que celui-ci soit converti en une substance solide et blanche.

D'après M. Davy, on peut obtenir le proto-chlorure de phosphore en unissant une partie de phosphore avec sept parties de deuto-chlorure. Il diffère de celui-ci en ce qu'il est beaucoup plus volatil, qu'il ne se combine pas avec l'ammoniaque, et qu'il ne rougit pas, lorsqu'il est en vapeur, le papier de tournesol. Proto-chlorure.

Des phosphures métalliques.

285. Les phosphures métalliques sont des composés solides qui résultent de l'union, dans des proportions définies, du phosphore avec les métaux. Margraff est le premier qui se soit occupé de ces corps. On croyait autrefois, d'après les expériences de Pelletier, qu'un métal ne pouvait donner lieu qu'à un seul phosphure; mais à présent il est à peu près reconnu qu'il peut se combiner avec le phosphore de même qu'avec le soufre dans autant de proportions qu'il est susceptible de s'unir avec l'oxigène. Seulement le proto-phosphure d'un métal contient sensiblement deux fois autant de phosphore que le protoxide auquel il correspond renferme d'oxigène; et cette loi est applicable aux deuto, trito-phosphures, etc., par rapport aux deuto, tritoxides, etc. Du moins c'est ce qui a été constaté par M. Dulong pour le proto-phosphure de cuivre. Il suit de là que l'un de ces phosphures serait exactement transformé en phosphate neutre, s'il absorbait assez d'oxigène pour faire passer le phosphore et le métal qui le constituent, le premier à l'état d'acide phosphorique, le second à l'état d'oxide. Historique.

Propriétés physiques.

Les phosphures métalliques sont solides, inodores, insipides, insolubles dans l'eau, excepté ceux de la seconde section, qui peuvent la décomposer à la température ordinaire, et en être décomposés. La plupart ont un brillant métallique; tous sont cassants à tel point qu'une très petite quantité de phosphore rend souvent aigre le métal le plus ductile. Beaucoup d'entre eux sont susceptibles de cristalliser. On ne connaît pas bien leurs différentes pesanteurs spécifiques.

Propriétés chimiques.

Lorsqu'on les soumet à l'action du calorique, le degré de leur fusion dépend en général de la fusibilité du métal qui leur sert de base; s'il est difficile à fondre, ils sont beaucoup plus fusibles que lui; ils le sont moins au contraire s'il fond aisément. En général, une haute température les décompose en totalité ou en partie.

L'action de l'oxigène, de l'air, des corps combustibles simples non métalliques sur les phosphures métalliques n'ayant point encore été étudiée convenablement, l'histoire de ce genre de corps laisse beaucoup à désirer. Du reste les phosphures métalliques sont sans usages.

État naturel.

On ne rencontre aucun phosphure dans la nature.

Préparation.

286. On les obtient par cinq procédés différents. Le

1er procédé.

premier consiste à faire fondre dans un creuset de Hesse le métal que l'on veut unir avec le phosphore, à porter celui-ci par petite portion, après l'avoir essuyé avec du papier gris, au milieu de la fonte. Une partie du phosphore brûle, mais l'autre entre en combinaison avec le métal. On continue ainsi jusqu'à ce qu'il ne puisse plus en absorber.

Les phosphures de potassium, de sodium et d'arsenic doivent être préparés en chauffant ensemble le phosphore et le métal dans du gaz hydrogène ou du gaz azote sur un bain de mercure.

Il est bien de mettre un peu de résine sur le zinc et le cadmium, lorsqu'on les fait fondre pour s'opposer à leur oxidation. Du reste on y ajoute le phosphore comme il a été dit.

Suivant M. Pelletier, on peut préparer le phosphure de mercure en chauffant sous l'eau le phosphore avec le deutoxide de ce métal.

2e procédé. D'après M. Dulong, on peut préparer tous les phosphures métalliques dont les métaux ne sont pas fusibles à 500° ou 600° en faisant passer en vapeur du phosphore dans un tube de verre recouvert d'un lut terreux, chauffé au rouge brun, et contenant dans sa partie moyenne le métal en poudre ou en fil.

3e procédé. On se procure par le troisième procédé tous les phosphures qui ne se décomposent pas à une chaleur élevée. On les obtient en chauffant fortement dans un creuset un mélange à parties égales de métal ou d'oxide et d'acide phosphorique vitreux, et d'un huitième de noir de fumée; le tout recouvert de poussière de charbon.

Le carbone enlève l'oxigène à l'acide et à l'oxide; le métal et le phosphore devenant libres s'unissent.

4e procédé. On pratique le quatrième procédé en décomposant par le charbon un phosphate neutre des quatre dernières sections, à l'aide de la chaleur. L'opération se fait dans un creuset comme la précédente. Bien entendu que les phosphures, faciles à décomposer par

le calorique, comme, par exemple, celui d'or, ne peuvent être obtenus ainsi.

5e procédé. En faisant dissoudre un phosphate dans l'eau dont l'oxide n'a pas beaucoup d'affinité pour l'oxigène, et en faisant passer au travers de la dissolution un courant d'hydrogène phosphoré, on forme de l'eau et un phosphure métallique. Il suit de là que l'hydrogène enlève l'oxigène à l'oxide du sel avec lequel il forme de l'eau : le métal et le phosphore qui en proviennent constituent le phosphure.

287. TABLEAU

DES PHOSPHURES MÉTALLIQUES CONNUS.

PHOSPHURES.	COULEUR.	ÉCLAT.	TEXTURE.	PROCÉDÉS.	OBSERVATIONS.
de sodium. . .	brun marron.	terne.	facile à réduire en poudre.	1er	A une température élevée, il passe à l'état de proto-phosphate en absorbant de l'oxigène.
de potassium. .	*idem.*	*idem.*	*idem.*	*idem.*	*idem.*
de manganèse.	blanche.	brillant.	grenue.	3e	Inaltérable à l'air, à la température ordinaire.
de zinc.	blanc de plomb.	*idem.*		1er	Fusible comme le zinc; il est difficile à obtenir.
de fer.	gris bleuâtre.		grenue.	4e	Inaltérable à l'air, décomposable à l'aide de la chaleur par l'eau régale.
d'étain.	blanche.	brillant.	lamelleuse.	1er	Ce phosphore est un peu malléable.
d'arsenic. . . .	noire.	*idem.*			Il est si altérable qu'on ne peut le conserver que sous l'eau.
de molybdène,				3e	
de tungstène,				3e	Peu connus.
de titane. . .				3e	

PHOSPHURES.	COULEUR.	ÉCLAT.	TEXTURE.	PROCÉDÉS.	OBSERVATIONS.
d'antimoine. .	blanche.	brillant.	lamelleuse.	1er	Exposé au feu du chalumeau, il brûle avec une flamme verte, en donnant des vapeurs blanches.
—	—	—	—	—	—
de cobalt. . .	blanche bleuâtre.	brillant.	*idem.*	3e	Au feu du chalumeau on le transforme en un globule bleu vitreux.
—	—	—	—	—	—
de bismuth. . .	noirâtre.		pulvérulente.	5e	. . . . .
—	—	—	—	—	—
de cuivre. . . .	blanche.	brillant.	dure.	1er	Se transformant en sous-deuto-phosphate par une calcination faite au contact de l'air.
—	—	—	—	—	—
de nickel. . . .	blanche.	*idem.*	*idem.*	3e	A une chaleur élevée, il donne lieu à du phosphate de nickel.
—	—	—	—	—	—
de plomb. . . .	blanche bleuâtre.	*idem.*	lamelleuse.	1er	*Idem*, à du phosphate de plomb; est légèrement ductile.
—	—	—	—	—	—
de mercure. . .					Se ramollit dans l'eau bouillante; il est décomposable à 104°.
—	—	—	—	—	—
d'argent.	blanche.	brillant.	grenue.	*idem.*	Décomposable par la chaleur élevée.
—	—	—	—	—	—
de platine. . .	*idem.* tirant sur le gris.	*idem.*	*idem.*	1er et 3e	Il paraît qu'il existe un proto et deuto-sulfures de platine, décomposables à une chaleur élevée.
—	—	—	—	—	—
d'or.	jaune.	*idem.*	*idem.*	5e	On doit le faire sécher dans le vide; il est aussi décomposable par la chaleur.

CHAPITRE II.

DES COMBINAISONS DU SOUFRE AVEC LES CORPS SIMPLES COMBUSTIBLES NON MÉTALLIQUES, ET DES SULFURES DES MÉTAUX.

Des sulfures non métalliques.

Nous avons vu les combinaisons du soufre avec l'hydrogène et le phosphore (256), et (281) il nous reste à étudier celles de ce corps avec le carbone, le sélénium, l'iode et le chlore.

Du sulfure de carbone, ou *du carbure de soufre.*

Historique. 288. Ce composé a été découvert, en 1796, par M. Lampadius, qui lui donna le nom d'*alcool de soufre ;* il le considéra ensuite comme formé de soufre et d'hydrogène; mais d'après les expériences de MM. Clément et Desormes, confirmées par celles de MM. Vauquelin, Berzelius, Marcet, etc., il est

Composition démontré qu'il est le résultat de l'union de 85 à 86 parties de soufre, et de 14 à 15 de charbon. (Analyse de M. Vauquelin.)

Propriétés physiques. Le carbure de soufre est liquide, très volatil, incolore comme l'eau, transparent, d'une saveur âcre et brûlante, d'une odeur particulière extrêmement désagréable et fétide. Sa pesanteur spécifique est de 1,272. (M. Berzelius.) Sous la pression de 76 centimètres, il bout à 44°, et ne se gèle pas à 50° sous zéro.

Propriétés chimiques. Sa volatilité est si grande que lorsqu'on entoure la boule d'un thermomètre avec du coton imbibé de ce liquide, et qu'on le place sous la machine pneumatique, le mercure tombe en moins de deux minutes,

aussitôt qu'on y fait le vide, à — 40°, et suivant M. Marcet à — 64°.

La chaleur ne le décompose pas à aucune température. Il brûle dans l'air ou l'oxigène avec une flamme bleue; les produits sont des gaz acides carbonique et sulfureux; seulement un peu de soufre échappe à la combustion.

Il est insoluble dans l'eau; mais l'alcool, l'éther et les huiles volatiles le dissolvent avec facilité.

Plusieurs métaux, à l'aide du calorique, peuvent s'emparer du soufre de ce liquide.

Préparation. On l'obtient en faisant passer du soufre en vapeur sur du charbon calciné et chauffé au rouge dans un tube de porcelaine placé horizontalement au travers d'un fourneau à réverbère, et incliné légèrement. Du reste on adapte à l'extrémité du tube la plus basse une allonge qui se rend dans un ballon tubulé; la tubulure de celui-ci communique par un tube recourbé avec un petit flacon à deux tubulures, remplis d'eau à moitié. On place à la 2e tubulure de ce flacon un tube propre à recueillir le gaz qui se rend sous des flacons pleins d'eau ou de mercure. Lorsque le tube est rouge de feu, on met des petits fragments de soufre par l'autre extrémité du tube, qu'on bouche ensuite avec soin; le soufre fond, se gazéifie et se combine avec le charbon. Les parties qui en échappent viennent se condenser dans l'allonge. Le carbure se trouve dans le fond du ballon et du petit flacon.

Ainsi obtenu, il est coloré en jaune; on le purifie de l'excès de soufre qui lui donne cette teinte, en le distillant dans une petite cornue de verre, à une douce chaleur.

Du sulfure de sélénium.

289. On peut unir le soufre et le sélénium en toutes proportions. Le meilleur procédé est de faire passer au travers d'une solution d'acide sélénique un courant d'hydrogène sulfuré. Lorsque tout l'acide est décomposé, la liqueur est jaune et retient le sulfure formé; on l'en précipite au moyen de quelques gouttes d'acide hydro-chlorique.

Composition. Il est formé de 100 de sélénium et de 60,75 de soufre, et reste sans usages.

Du sulfure d'iode.

290. Découvert par M. Gay-Lussac, ce composé est solide, brillant, rayonné comme le sulfure d'antimoine, et sans usages. Il se décompose facilement à une température un peu supérieure à celle de 104° centigrades, nécessaire pour opérer la combinaison de ses éléments.

Du sulfure de chlore.

Historique. 291. Le sulfure de chlore, connu plus particulièrement sous le nom de *chlorure de soufre*, a été découvert par M. Thomson, qui en donna la description en 1804.

Propriétés. Le chlorure de soufre est un liquide très volatil, d'un rouge brun lorsqu'il est vu à la lumière réfléchie, mais qui paraît d'un vert jaunâtre à la lumière transmise. Son odeur est forte, piquante, provoquant les larmes, ressemblant, lorsqu'elle est affaiblie par beaucoup d'air, à celle du brou de noix; sa saveur est acide, chaude et amère. Sa pesanteur spécifique

est de 1,7 à 10° centigrades. Il rougit le papier de tournesol.

Chauffé dans une cornue, on peut le distiller facilement.

Il répand dans l'air des vapeurs très épaisses. L'eau en opère la décomposition par une portion d'elle-même, qui se décompose. Les produits sont des acides hydro-chlorique, sulfureux et sulfurique, et un dépôt de soufre. Il se produit une effervescence si on la favorise par l'agitation.

Préparation. On l'obtient en faisant arriver du chlore gazeux au fond d'une éprouvette renfermant de la fleur de soufre, ou bien en enflammant celle-ci dans un flacon plein de chlore.

Il est sans usages, comme les précédents.

Des sulfures métalliques.

Généralités. 292. Les sulfures métalliques artificiels sont des corps composés, qui résultent, comme les sulfures naturels, de l'union du soufre avec les métaux. Les premiers sont toujours unis dans des proportions définies; il n'existe qu'un petit nombre de leurs combinaisons possibles, et constamment leurs éléments y sont dans un rapport simple. Ainsi, suivant M. Gay-Lussac et M. Berzelius, un métal peut tout au plus se combiner avec le soufre dans autant de proportions qu'il est capable de s'unir avec l'oxigène; et ses proto, deuto, trito-sulfures, etc., contiennent sensiblement deux fois autant de soufre que ses proto, deuto, tritoxides, etc., renferment d'oxigène. Du moins voilà ce que nous présentent les sulfures qu'on

obtient en décomposant les sels métalliques en dissolution dans l'eau par un courant d'hydrogène sulfuré, sulfures que M. Gay-Lussac regarde comme type des espèces de ce genre de corps; aussi lorsqu'ils sont brûlés par l'oxigène, ils se transforment exactement en sels neutres quand l'oxide et l'acide qui en proviennent s'unissent.

Quoique beaucoup de sulfures naturels paraissent être soumis à ces lois de composition, Berthollet pensait que le soufre pouvait s'unir *indéfiniment* avec les métaux, et il a cherché à appuyer son assertion par beaucoup d'exemples de sulfures natifs *de plomb*, *de cuivre*, *de fer*, analysés par les chimistes qui opèrent avec le plus d'exactitude, dans lesquels le soufre variait à l'infini. Les sulfures d'arsenic, de mercure, sont encore dans ce cas; mais M. Berzelius croit que ces sortes de composés doivent être regardés comme des combinaisons d'un sulfure à proportions définies avec une plus ou moins grande quantité de soufre.

Propriétés physiques.

Quoi qu'il en soit, les sulfures sont solides, cassants, inodores, insipides et insolubles dans l'eau, excepté ceux de la seconde section. Les uns ont un brillant métallique; les autres sont ternes. La plupart d'entre eux peuvent cristalliser. Leur pesanteur spécifique particulière est en général moins grande que celle du métal qui leur sert de base, à moins que ce métal ne soit très léger, comme le potassium et le sodium. Les pyrites offrent des combinaisons de soufre et d'un métal dont la densité est plus grande que la moyenne des deux éléments combinés.

Propriétés chimiques.

Si le métal d'un sulfure est difficile à fondre, celui-

ci est beaucoup plus fusible ; il l'est moins dans le cas contraire.

Plusieurs sulfures sont volatils, d'autres se décomposent par la chaleur; et on remarque que ce sont les sulfures dont les métaux ont le moins d'affinité pour l'oxigène qui se décomposent le plus facilement.

L'oxigène et l'air secs n'ont aucune action sur les sulfures à la température ordinaire ; mais, lorsqu'ils sont humides, ils en brûlent le soufre et le métal lorsque celui-ci est très oxidable, et les font passer peu à peu à l'état de *sulfites* ou de *sulfates*.

Tous les sulfures métalliques peuvent absorber l'oxigène à l'aide du calorique ; les produits varient d'après la nature des métaux qui leur servent de bases, et en raison de la température.

A une chaleur très élevée tous les sulfures se décomposent ; le soufre, en se combinant avec l'oxigène, forme de l'acide sulfureux : si le métal est susceptible de s'y unir aussi à cette température, il s'oxide ; dans le cas contraire, il se comporte comme les métaux de la 5^e^ et 6^e^ section. Il n'y a que les sulfures de la 2^e^ et celui de magnésium de la 1^re^ qui, quelle que soit la température, restent transformés en sulfates. En effet, nous verrons par la suite qu'il n'y a que ces sept sulfates d'indécomposables par le calorique. Au contact de l'air, et à une température de 400° à 550° centig., tous les sulfures métalliques, excepté ceux des deux dernières sections, peuvent se transformer en sulfates par l'absorption de l'oxigène. Presque toujours, dans ce cas, il se dégage de l'acide sulfureux.

L'action des corps combustibles simples non métalliques sur les sulfures métalliques est peu connue.

Les métaux qui ont le plus d'affinité pour l'oxigène paraissent être ceux qui en ont une plus grande pour le soufre ; c'est ainsi, par exemple, qu'on emploie le fer pour s'emparer du soufre des sulfures de plomb, et même de mercure, et mettre ces métaux en liberté.

État naturel. On ne rencontre que treize sulfures dans la nature : savoir, les sulfures de *manganèse*, de *fer*, d'*étain*, de *zinc*, d'*arsenic*, de *molybdène*, d'*antimoine*, de *bismuth*, de *cuivre*, de *plomb*, de *nickel*, de *mercure* et d'*argent*.

Les plus communs sont les sulfures de fer et de plomb.

Préparation. 293. On prépare les sulfures métalliques par cinq procédés différents.

1er procédé. On pratique le premier procédé en faisant fondre ensemble dans un creuset, qu'on recouvre de son couvercle, le soufre et le métal que l'on veut combiner. Lorsque celui-ci est difficile à fondre, il vaut mieux, suivant M. Dulong, le traiter dans un tube, à la chaleur rouge, par du soufre en vapeur, de la même manière qu'on le traite par le phosphore pour préparer les phosphures par le 2e procédé (286).

Les métaux alkalins, en raison de leur grande affinité pour l'oxigène, doivent être chauffés avec le soufre dans du gaz azote.

2e procédé. Le 2e procédé consiste à chauffer dans un creuset, recouvert de son couvercle, un mélange d'oxide et de soufre. Une portion de celui-ci, qui doit y être en excès, revivifie le métal en s'unissant à son oxigène ; l'autre s'y unit après qu'il est désoxidé, le sulfure reste, l'acide sulfureux se dissipe.

Les sulfates métalliques sont formés d'un métal, de soufre et d'oxigène; conséquemment, en leur enlevant le dernier, on les met dans les circonstances les plus favorables pour former des sulfures. A cet effet, on fait un mélange d'un sulfate et d'une suffisante quantité de noir de fumée; on le place dans un creuset, et, après l'avoir recouvert de poussière de charbon, on le chauffe fortement; le sulfure reste, et l'acide carbonique se dégage. En général on peut préparer ainsi les sulfures des 2, 3 et 4e sections. 3e procédé.

Lorsqu'un sel, excepté ceux des deux premières sections, est soluble dans l'eau, et qu'il y est dissous, on peut, en général, le décomposer par un courant d'hydrogène sulfuré; celui-ci se décompose en même temps. Les produits sont de l'eau, et un sulfure métallique, qu'on lave par décantation avec de l'eau distillée. 4e procédé.

Le 5e procédé ne diffère du précédent qu'en ce qu'au lieu d'employer l'acide hydro-sulfurique libre (hydrogène sulfuré), on l'emploie combiné avec la potasse, la soude ou l'ammoniaque. Un de ces trois hydro-sulfures en liqueur, versé dans la solution d'un sel métallique, y produit aussitôt un précipité floconneux de sulfure, qu'on recueille et qu'on lave avec de l'eau distillée. La base de l'hydro-sulfure s'unit à l'acide du sel. L'oxide et l'hydrogène sulfuré qui en proviennent se décomposent réciproquement, et il en résulte de l'eau et un sulfure. 5e procédé.

Les sulfures d'arsenic, d'antimoine, de fer, de cuivre, de plomb, de mercure, d'argent, paraissent être les seuls utilisés dans les arts. Usages.

294. TABLEAU DES SULFURES.

SULFURES.	NOMBRE.	COULEUR.	DENSITÉ.	SUR 100 DE MÉTAL, combien de soufre.	PROCÉDÉS.	OBSERVATIONS.
de potassium. .	1	gris, ou jaune terne.		41,06	1er	Artificiel.
—	—	—	—	—	—	—
de sodium. . .	1	*idem.*		69,15	1er	*Idem.*
—	—	—	—	—	—	—
de manganèse.	1	vert.		34,23	2e	*Idem.*
—	—	—	—	—	—	—
de fer.	1	jaune brillant.	4,518	57,1		Naturel.
	—	—	—	—	—	—
	2	*idem.*	4,83	114,2		Naturel.
—	—	—	—	—	—	—
de zinc.	1	jaune terne.	4,049	48,84		Naturel.
—	—	—	—	—	—	—
d'étain.	1	bleu brillant.	4,35	26,57	1er	Naturel.
	—	—	—	—	—	—
	2	jaune brillant.		53,14	2e	Le deuto-sulfure d'étain est connu sous les noms d'*or musif*, d'*or mosaïque*, d'*or de Judée*. On l'obtient en chauffant dans une cornue une partie d'oxide d'étain et deux de soufre.
—	—	—	—	—	—	—
de cadmium. .	1	jaune orangé.		28,172	2e et 4e	Artificiel.
—	—	—	—	—	—	—
d'arsenic. . . .	1	jaune d'or.	3,048	64,56		Connu sous le nom d'*orpiment*.
	—	—	—	—	—	—
	2	rouge orangé.	3,3384	43,74		Connu sous le nom de *réalgar*.
	—	—	—	—	—	—
	3	jaune.		64,56	4e et 5e	Artificiel.
—	—	—	—	—	—	—
de molybdène.	1	gris.	4,738	66,666	1er et 2e	Naturel.
—	—	—	—	—	—	—
d'antimoine...	1	gris bleuâtre, brillant et rayonné.	4,368	37,000		*Idem.*

N. B. Dans la colonne des nombres, 1 signifie proto-sulfure, 2 deuto-sulfure, et 3 trito-sulfure.

SULFURES.	NOMBRE.	COULEUR.	DENSITÉ.	SUR 100 DE MÉTAL, combien de soufre.	PROCÉDÉS.	OBSERVATIONS.
de bismuth...	1	bleu.		22,52	1er	Naturel.
	2	*idem.*		45	1er	
de cuivre....	1	noir.	4,129 à 5,452	25,42		Naturel.
	2	*idem.*		50,84	4e	Toujours artificiel.
de plomb....	1	gris de plomb brillant.	7,22 à 7,86	15,34		Naturel, connu sous le nom de *galène commune.*
	2	bleu.	5,461	30,768		Naturel.
de mercure, ou cinabre...	2	rouge.	6,902 à 8,160	15,38		Quoique le deuto-sulfure de mercure soit commun dans la nature, on le prépare quelquefois en faisant fondre une partie de soufre, et puis y ajoutant quatre parties de mercure; sublimant ensuite l'*éthiops* de mercure qui en provient dans un matras à long col, on a le cinabre artificiel.
d'argent....	1	noir.	7,215	14,88		Naturel.
d'or.....	1	*idem.*		24,39	4e et 5e	Artificiel.
de platine...	1	gris bleuâtre.	6,2	19,04	1er	*Idem.*
	2	bleuâtre noir.		28,21	1er	*Idem.*
	3	gris obscur.	3,5	38,8	4e	*Idem.*
de palladium..	1	blanc.		24,0		D'après M. Vauquelin, on peut obtenir ces trois sulfures comme celui de platine, en calcinant dans un creuset parties égales de soufre et d'hydro-chlorate-ammoniacal de l'un de ces trois métaux.
de rhodium...	1	*idem.*		26,0		
de minium...	1	noir.		33,33		

Des séléniures.

295. Les séléniures sont des composés qui proviennent de l'union dans des proportions définies du sélénium avec les métaux; ils ont dans leurs propriétés la plus grande analogie avec les sulfures métalliques; comme eux, ils se comportent avec l'oxigène et l'air atmosphérique à la température ordinaire, ou à l'aide du calorique.

État naturel. On n'a encore rencontré dans la nature que deux de ces corps, le séléniure de cuivre et celui d'argent.

Préparation. On les prépare par le 1^er^ ou le 4^e^ procédé dont on se sert dans la préparation des sulfures; bien entendu qu'on remplace dans le 4^e^ l'hydrogène sulfuré par l'hydrogène sélénié. Du reste, ces corps sont sans usages.

CHAPITRE III.

PREMIÈRE SECTION.

Des combinaisons du chlore avec les corps simples non métalliques et avec les métaux.

Nous avons examiné les résultats de l'union du chlore avec l'hydrogène, le phosphore, le soufre (260, 284 et 291). Il ne nous reste plus qu'à étudier les composés qu'il forme avec l'iode et l'azote.

Du chlorure d'iode.

296. L'iode, à la température ordinaire, peut absorber le gaz chlore, en laissant dégager beaucoup de

chaleur ; le composé qui en résulte est jaune-orangé-pâle, volatil, quelquefois rougeâtre, déliquescent, décomposant l'eau, et sans usages. (Annales de chimie et de physique, tom. XCI, page 48.)

Du chlorure d'azote.

297. Découvert en 1811 par M. Dulong, le chlorure d'azote est un liquide de couleur fauve, très volatil ; son odeur est suffocante et on ne peut pas plus désagréable ; il a plus de densité que l'eau, et la traverse comme le ferait une huile plus pesante, dont il paraît avoir la consistance. Historique.

Au contact de l'air il s'évapore promptement, sans laisser de résidu. Exposé à 30° centigrades, il détone tout à coup avec force, en produisant du calorique et de la lumière.

Le plus petit contact du phosphore ou des huiles avec le chlorure d'azote, à la température ordinaire, suffit pour opérer une violente détonation.

Lorsqu'on fait tomber goutte à goutte le chlorure d'azote sur du soufre, il n'y a point d'explosion, seulement il s'y unit, et le composé de couleur brune qui en provient se décompose au fur et à mesure qu'il se produit avec effervescence.

On se procure le chlorure d'azote par le procédé suivant : on met en contact une dissolution non saturée de nitrate d'ammoniaque, contenue dans une capsule plate, avec le gaz chlore, renfermé sous une cloche de verre, placée sur la capsule. L'absorption du gaz se fait lentement, et le chlorure d'azote qui en provient se rassemble au fond du liquide. Préparation.

On doit avoir le soin de ne recueillir à la fois qu'un ou deux globules de ce corps, et de ne pas tenter d'expérience sur plus de 5 ou 6 centigrammes.

Ce corps est sans usages.

Des chlorures métalliques.

298. L'histoire des chlorures des métaux étant intimement liée avec celle des hydro-chlorates métalliques, et les premiers se transformant toujours dans les seconds lorsqu'ils se dissolvent dans l'eau, nous ne nous en occuperons qu'au chapitre des sels.

DEUXIÈME SECTION.

Des combinaisons de l'iode avec les corps simples combustibles non métalliques, et avec les métaux.

299. Ayant étudié les corps d'après leur classification, et les ayant fait agir successivement les uns sur les autres, il ne nous reste plus à considérer des différentes combinaisons non métalliques de l'iode que l'iodure d'azote, les autres ayant été examinées. (248, 259, 283, 290.)

De l'iodure d'azote.

300. Ce composé s'obtient en mettant de l'iode dans de l'ammoniaque liquide. Presque aussitôt et à la température ordinaire, l'iode et l'ammoniaque réagissent l'un sur l'autre : de l'hydriodate d'ammoniaque qui reste dissous dans la liqueur, et de l'iodure d'azote qui s'en précipite sous la forme d'une poudre noire, en sont les produits.

Aussitôt que l'iodure d'azote est sec, il détone. Son explosion, dans l'obscurité, est souvent accompagnée de lumière. Dans tous les cas, ses deux éléments reprennent l'état gazeux.

Il paraît formé de 3 volumes de vapeur d'iode et d'un volume de gaz azote.

Il est sans usages.

Des iodures métalliques.

Généralités.

301. Les iodures métalliques sont des composés qui résultent de l'union, dans des proportions invariables, de l'iode avec les métaux. Ils paraissent soumis aux mêmes lois de composition que celles qui régissent les sulfures, chlorures, etc.; ils renferment d'autant plus d'iode, que le métal qui leur sert de base a plus d'affinité pour l'oxigène.

Lorsqu'on les met dans l'eau et qu'ils peuvent s'y dissoudre, ils en décomposent une partie: leur métal s'oxide en s'unissant à l'oxigène; l'iode s'acidifie en s'emparant de l'hydrogène; l'acide et l'oxide qui en proviennent s'unissent en même temps, et donnent naissance à un hydriodate, qui reste en dissolution dans la liqueur.

Cet hydriodate repris, évaporé et calciné, laisse pour résidu l'iodure tel qu'il était auparavant: il suit de là que l'hydrogène de l'acide hydriodique et l'oxigène de l'oxide reconstituent l'eau dont primitivement ils avaient été séparés.

Propriétés physiques.

Tous les iodures sont cassants, inodores, presque tous sapides et cristallisables. Plusieurs sont colorés. Les iodures de plomb et de mercure sont d'un beau

jaune ; le deuto-iodure de mercure est d'un rouge vif.

Les iodures de potassium, de sodium, de zinc et de mercure, sont volatils : le dernier cristallise ensuite en belles lames d'un très beau rouge.

Excepté ceux de potassium, de sodium, de plomb et de bismuth, tous sont décomposables par la chaleur.

Celui de zinc est déliquescent.

Le phosphore et le soufre ne peuvent, en général, décomposer les iodures ; l'iode, à une température élevée, paraît avoir plus d'affinité pour les métaux que ces corps.

Le chlore, à la chaleur rouge, chasse l'iode de ses combinaisons métalliques, et prend sa place.

Les acides nitrique et sulfurique décomposent tous les iodures. L'iode en vapeurs violettes apparaît, et le métal s'oxide.

Préparation. 302. Les iodures métalliques se préparent par deux procédés. Le premier consiste à chauffer le métal avec l'iode. On pratique le second, pour se procurer les iodures insolubles, en versant dans une dissolution d'un sel métallique une solution d'hydriodate de potasse ; l'acide du sel s'unit à la potasse ; son oxide réagit sur l'acide hydriodique, auquel il cède son oxigène, pour former de l'eau. L'iode et le métal devenus libres se combinent aussitôt.

L'histoire des iodures est due principalement à M. Gay-Lussac. Du reste, ces corps sont absolument sans usages. On pourrait peut-être se servir utilement en peinture de ceux de plomb et de mercure.

Des azotes métalliques.

303. Nous avons vu (268) que le potassium et le sodium pouvaient absorber séparément le gaz ammoniac et donner naissance à une matière verte-olivâtre, en dégageant un volume de gaz hydrogène exactement égal à celui que la quantité de l'un des deux métaux employés pourrait dégager dans son contact avec l'eau. Cette matière, que M. Thenard appelle *azoture ammoniac de potassium ou de sodium*, chauffée progressivement, se fond et laisse ensuite dissiper du gaz ammoniac, du gaz hydrogène et du gaz azote, dans les proportions qui constituent l'ammoniaque. Le résidu est solide, vert, et forme l'azoture de potassium ou de sodium.

Ces deux corps sont les seuls azotures métalliques connus. Leur découverte est due à MM. Gay-Lussac et Thenard. Du reste, ils sont sans usages.

LIVRE SIXIÈME.

CHAPITRE PREMIER.

DES COMBINAISONS DES BASES SALIFIABLES AVEC LES ACIDES, OU DES SELS ET DE LEURS GÉNÉRALITÉS.

Historique. 304. Les anciens chimistes avaient tellement étendu la signification du mot sel, qui d'abord ne fut appliquée qu'au *sel marin*, qu'ils comprenaient sous cette dénomination tout corps sapide, très fusible, soluble dans l'eau et non combustible. Ils les rangeaient en trois classes principales : les deux premières renfermaient les acides et les alkalis isolés, qu'ils appelaient *sels simples*. Les composés provenant de l'union de ceux-ci s'appelaient *sels composés*, et formaient la troisième qui se divisait en *sels neutres*, *sels moyens*, *sels secondaires*, etc. Toutes ces dénominations ne sont plus d'usage aujourd'hui.

Généralités. Les sels sont des corps composés qui résultent de l'union des acides avec les bases salifiables [1], de telle sorte que leurs propriétés diffèrent en totalité ou en partie des principaux caractères de leurs composants isolés. On les divise en *sels neutres*, *sels acides*

[1] Les bases salifiables se composent des oxides métalliques, de l'ammoniaque et des bases végétales salifiables.

ou *sur-sels*, et en *sous-sels* (16). Les premiers sont formés d'acides et de bases qui ont les uns pour les autres une grande affinité; d'où il suit qu'en se combinant ensemble, dans de certaines proportions, ils neutralisent tout-à-fait, sans se décomposer, leurs différentes propriétés. Par exemple, la soude et la potasse sont, de même que les acides sulfurique et hydro-chlorique libres, de violents poisons; mais, lorsque ces oxides et ces acides sont unis et dans un état parfait de saturation, ils deviennent de légers purgatifs, ou bien forment le *sel commun*, dont la saveur franche et agréable plaît à tous les animaux. On dit communément qu'un sel est neutre quand il ne rougit ni ne verdit les couleurs bleu-tendre végétales.

Sur-sels. Les sur-sels sont produits par l'union des bases et des acides dans des proportions telles que ceux-ci n'en sont pas saturés; d'où il suit qu'ils présentent encore des propriétés acides, et qu'ils peuvent rougir les couleurs précitées.

Sous-sels. Les sous-sels sont le résultat de l'union d'un acide avec une base en excès, ce qui fait qu'il retient encore une partie des caractères de cette dernière, et qu'il peut verdir les mêmes couleurs et les ramener au bleu quand elles sont rougies par les acides (180).

305. En général, plus un métal se rapproche de l'état acide, c'est-à-dire plus son degré d'oxidation est élevé, moins il a d'affinité pour les acides; aussi pour qu'il puisse s'y unir et former des sels, est-il nécessaire qu'il soit oxidé à un certain point, passé lequel la combinaison ne peut avoir lieu.

Les métaux des deux premières sections ne peuvent

s'unir aux acides que lorsqu'ils sont à l'état de protoxides : du moins c'est ce qui est démontré pour ceux de la seconde, et l'on peut croire par analogie qu'il en est de même pour ceux de la première.

Les oxides de la troisième section s'unissent aussi aux acides à l'état de protoxides, excepté ceux de fer, qui peuvent s'y combiner à l'état de proto, deuto, tritoxides, comme ceux d'étain à l'état de proto et deutoxides.

Des cinq métaux acidifiables de la quatrième section, il n'y a peut-être que le chrôme qui, à l'état de protoxide, puisse s'unir aux acides de manière à former des sels. Parmi les dix autres de cette section, six ne s'y unissent encore qu'à l'état de protoxides, savoir, le cobalt, le titane, le bismuth, le tellure, le nickel et le plomb. Les quatre autres seulement peuvent s'y combiner à l'état de proto et de deutoxides, savoir, l'antimoine, le cérium, l'urane et le cuivre.

L'oxide de mercure, dans les sels, peut être à l'état de proto et deutoxide. Celui d'osmium, qui forme avec lui la cinquième section, ne contracte pas ou presque pas d'union avec les acides.

Parmi les six métaux de la dernière section, l'argent et le palladium ne peuvent s'unir qu'à l'état de protoxides avec les acides; l'or, le platine et l'iridium à celui de proto et deutoxides; enfin, le rhodium, lorsqu'il est peroxidé.

Parmi tous ces corps, il est bon de rappeler quels sont les métaux qui n'ont qu'un seul oxide connu; ils sont au nombre de quatorze : ce sont les métaux de la première section; le lithium de la seconde; le cadmium de la troisième; le titane, le bismuth et le tel-

lure de la quatrième; l'argent et le palladium de la sixième.

306. Les sels paraissent soumis, comme tous les autres corps de la nature, à des lois de composition, de telle sorte que le même acide, en s'unissant avec les divers oxides, forme un genre quelconque de sels, soit sulfates, carbonates, etc., dont toutes les espèces étant au même état de saturation, renferment sensiblement dans leur oxide une quantité d'oxigène proportionnelle à la quantité de leur acide, et le plus souvent même proportionnelle et dans un rapport simple à celle de l'oxigène de ce corps. Ainsi, connaissant la composition des oxides métalliques, il suffira de savoir celle de l'espèce d'un genre quelconque pour en déterminer celle de toutes les espèces de ce genre. Par exemple, on sait que le *sous-carbonate de plomb* est formé de 100 d'acide contenant 72,32 d'oxigène, et de 506,06 de protoxide de plomb renfermant 36,29 d'oxigène; qu'il s'agisse maintenant de savoir la composition du sous-carbonate de soude, il faudra remplacer les 506,06 de protoxide de plomb par une quantité de protoxide de sodium contenant autant d'oxigène que ces 506,06 de protoxide de plomb, ou par 141,327 renfermant 36,17 d'oxigène, et ainsi de suite pour les autres sels.

On a observé que, dans les sous-carbonates, l'acide renferme deux fois autant d'oxigène que l'oxide, et quatre fois autant dans les carbonates neutres.

L'acide contient, dans les sulfates neutres, trois fois autant d'oxigène que l'oxide.

307. Les principaux caractères des sels peuvent se tirer de leurs propriétés physiques et chimiques.

Les premières se composent de l'état solide ou liquide qu'affectent les sels, des formes variées et très nombreuses qu'ils peuvent prendre, de leur couleur, de leur odeur, de leur saveur, de leur transparence, de leur cohésion, enfin de leur pesanteur spécifique à la température et à la pression ordinaires.

Les secondes consistent dans la fusibilité, la volatilité plus ou moins grandes des sels, dans leur décomposition par le calorique, dans leur action sur l'eau, sur l'air et l'oxigène; dans les phénomènes qu'ils nous présentent par l'influence de la lumière, de l'électricité, du magnétisme, et dans leur réaction sur les corps simples combustibles et sur les composés de ces corps.

Réactifs des sels.

D'après les réactifs que nous avons indiqués à la suite des oxides métalliques, et à la suite des acides, il est très facile de reconnaître les principes constituants d'un sel quelconque en dissolution.

Propriétés physiques des sels.

308. Tous les sels sont solides, excepté le sous-fluo-borate d'ammoniaque, qui est liquide, et le fluate acide de silice, qui est gazeux; celui-ci peut être regardé comme l'*acide fluorique silicé;* ils peuvent prendre individuellement, comme beaucoup d'autres corps, une forme régulière, qui est particulière à la nature de chacun d'eux, en passant peu à peu de l'état liquide ou gazeux à l'état solide. On dit alors qu'ils cristallisent.

Leur couleur dépend de celle des acides et des bases qui les constituent; si ces corps sont incolores, ils le sont eux-mêmes sans exception. Si l'oxide est coloré, et en excès par rapport à l'acide, et que celui-ci soit incolore, le sous-sel qu'il forme participe de la cou-

leur de l'oxide; si le sel est neutre, la couleur peut être variable, de même que celle des sels produits par l'union des acides et des oxides colorés.

Les trois acides colorés sont : l'acide chromique, tungstique et nitreux. Le premier forme des sels neutres ou des sous-sels jaunes avec les oxides blancs, et rougeâtres à l'état acide. Les deux autres n'ont aucune influence sur la couleur des sels.

Odeur. Tous les sels sont inodores, excepté le sous-carbonate d'ammoniaque; le sous-fluo-borate de cette base et l'acide fluorique silicé gazeux (fluate acide de silice gazeux).

Saveur. Tous les sels insolubles dans l'eau sont sans saveur. Parmi ceux qui s'y dissolvent, on remarque que les sels d'une même base ont une saveur analogue et d'autant plus forte que le sel est plus soluble. Ceux à base de potasse et de soude font exception.

Les sels de zircone et de thorine, sont styptiques; ceux d'yttria et de glucine, sucrés; d'alumine, astringens; de magnésie, amers; d'ammoniaque, piquants; de baryte, de strontiane et de chaux, âcre piquants; de plomb, de nickel et de cerium, sucrés, styptiques, puis âcres. Les autres ont une saveur dite *métallique* plus ou moins insupportable.

Transparence. La transparence varie à l'infini dans les sels. Les uns sont transparents au plus haut degré, comme le sulfate de soude, d'autres demi-transparents, tels que le nitrate de potasse; d'autres translucides, comme le sulfate de cuivre; enfin, d'autres ne donnent point passage à la lumière, comme les sulfates de plomb et de mercure.

Cohésion. La cohésion, de même que la transparence, varie singulièrement dans les sels, et est en général proportionnelle à leur insolubilité.

Pesanteur spécifique. En général, les sels des oxides dont les métaux ont une grande pesanteur spécifique sont très pesants; tous ont plus de densité que l'eau, excepté le fluate acide de silice qui est gazeux. (Voyez Annales de chimie et de physique, tome 26 et suivants; le travail de M. Hassenfratz, sur la pesanteur spécifique d'un grand nombre de sels.)

Propriétés chimiques. 309. Lorsque l'on soumet les sels à l'action du calorique, ils se comportent en général différemment. Les uns se fondent promptement dans leur eau de cristallisation et éprouvent d'abord une fusion qu'on appelle *aqueuse*, et se dessèchent ensuite. Le feu étant continué à une chaleur élevée, ils entrent de nouveau en fusion, qu'on nomme *ignée*, si à cette température ils ne sont pas susceptibles de se décomposer; tels sont, par exemple, les carbonates, les sulfates, les borates, les phosphates de soude et de potasse, et plusieurs sels dont l'acide et l'oxide sont très fusibles.

Mais qnand ils ne renferment pas assez d'eau de cristallisation pour s'y fondre, ils décrépitent, c'est-à-dire qu'ils font entendre un petit bruit continuel; ce pétillement est produit par la vaporisation de l'eau interposée entre leurs particules, dont la vapeur, en les brisant, les projette dans l'air pour se faire un passage. Exemple, l'hydro-chlorate de soude.

Enfin, il y a des sels qui se volatilisent ou qui se subliment sans se décomposer; tels sont la plupart de ceux à base d'ammoniaque.

Si les sels sont décomposables par le feu, comme tous les nitrates, tous les chromates, le plus grand nombre des carbonates et beaucoup de sulfates, etc., ils fournissent différents produits relatifs à la composition de leur acide et de leur oxide, et que nous ferons connaître à l'histoire des genres en particulier.

Action de l'eau.

310. L'eau a la faculté de dissoudre un très grand nombre de sels. La solubilité de ces corps est constamment proportionnelle à leur affinité pour ce liquide, et d'autant moins grande que leur cohésion est plus forte.

D'après M. Gay-Lussac, les sels qui sont les plus solubles dans l'eau élèvent davantage son point d'ébullition; ainsi lorsque l'on veut connaître quels sont parmi eux ceux qui ont le plus d'affinité pour elle, on en fait dissoudre séparément, parties égales des uns et des autres, dans une même quantité d'eau, et l'on porte la liqueur à l'ébullition; lorsqu'elle bout, on y plonge un thermomètre et l'on note le degré où il monte.

On a eu lieu d'observer en général, 1° que les sels dont les bases sont très solubles, comme ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont tous solubles dans l'eau, quel que soit d'ailleurs leur acide; 2° que les sels acides ou *sur-sels*, sont solubles, quel que soit l'insolubilité de leur base; 3° qu'ils sont insolubles à l'état de sous-sels, lorsqu'ils sont formés d'oxides insolubles; 4° que quand une dissolution saturée d'un sel quelconque ne peut plus dissoudre aucune partie de ce sel, elle conserve encore la faculté de dissoudre une certaine quantité d'un autre sel de nature différente.

De la cristallisation.

310 *bis*. En général, les sels sont beaucoup plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide, cependant il y en a qui y sont à peu près également solubles. Lorsqu'ils y sont dissous et qu'ils cristallisent, leur cristallisation s'opère de deux manières différentes. Les premiers forment des cristaux aussitôt que leur dissolution saturée à chaud se refroidit; exemple, le sulfate de soude. Les seconds ne prennent l'état solide qu'au fur et à mesure que l'eau qui les contient s'évapore; exemple, le sel marin. Ils forment donc deux cristallisations : la première est nommée *cristallisation par refroidissement;* l'autre est appelé *cristallisation par évaporation.*

On met à profit la plus ou moins grande solubilité des sels pour les séparer souvent les uns des autres. Que l'on fasse bouillir une dissolution aqueuse de sel marin et de sulfate de soude, il est clair, d'après ce qui précède, 310 *bis*, qu'à mesure que l'eau s'évaporera le premier cristallisera tandis que le second restera dans la liqueur qui, en se refroidissant, permettra au sulfate de se déposer à son tour. On peut remplacer dans cet exemple le sulfate de soude par le nitrate de potasse, etc.

Lorsque les sels cristallisent par refroidissement, l'eau, qui les retient dissous à l'aide du calorique, n'étant plus capable quand elle en est saturée de les retenir à froid, permet à leurs molécules salines de se rapprocher peu à peu les unes des autres, de se joindre et de former les premiers rudiments de cristaux sur lesquels s'appliquent successivement d'autres molécules, d'où il résulte qu'ils acquièrent une augmentation de volume et de densité qui les force à se dé-

poser. Ce genre de sels est le plus nombreux, et ces espèces retiennent beaucoup d'eau de cristallisation.

Quant aux sels qui ne cristallisent que par évaporation, ils se réunissent, de même que les autres, pour former leurs cristaux, à mesure que l'eau, en s'évaporant, permet à leurs molécules salines de se rapprocher et de se joindre ensemble.

Dans tous les cas, il reste toujours une certaine quantité de sels, dans les dernières portions de la liqueur que l'on fait évaporer, qui refuse de cristalliser. Ce résidu est appelé *eau-mère*.

Les sels volatils, comme la plupart de ceux à base d'ammoniaque, cristallisent souvent par l'action seule du calorique; leurs vapeurs se condensent sur un corps froid, et y prennent l'état solide.

Quelle que soit la manière dont un sel cristallise, ses cristaux sont plus ou moins gros, présentent constamment des figures régulières terminées par des surfaces planes, et contiennent toujours une certaine quantité d'eau, à laquelle ils doivent souvent leur transparence. Cette eau y est combinée et également répandue dans toutes les particules du sel; on la nomme alors *eau de cristallisation*. Quelquefois elle n'y est qu'interposée; on peut s'en assurer en pulvérisant le sel, et en le comprimant fortement au moyen d'une presse entre des doubles de papier joseph. Si elle est libre, elle humecte le papier, qui reste sec dans le cas contraire.

311. Les sels en cristallisant prennent diverses formes qui, quoique très régulières, sont souvent très nombreuses et très différentes les unes des autres. Ils affectent, ainsi que tous les autres corps suscep- Formes des cristaux.

tibles de cristalliser, une forme particulière à la nature de chacun d'eux, qui a été appelée *forme primitive*. Quoique cette forme reste souvent cachée, ils s'en rapprochent le plus ordinairement; et, selon Haüy, tous les cristaux la renferment comme noyau dans leur intérieur : car il a fait voir qu'on peut l'extraire par une division mécanique faite avec adresse. C'est ainsi qu'en divisant, par des coupes parallèles à chacune de ses faces, le fluate de chaux qui présente souvent huit formes différentes de cristallisation, on obtient pour sa forme primitive un octaèdre régulier.

D'après le même savant, les formes primitives des cristaux sont au nombre de six; savoir :

1. Le parallélipipède renfermant le cube, le rhomboïde, et tous les corps terminés par six faces parallèles deux à deux.
2. Le tétraèdre régulier.
3. L'octaèdre avec faces triangulaires.
4. Le prisme hexaèdre.
5. Le dodécaèdre terminé par des rhombes.
6. Le dodécaèdre avec faces triangulaires isocèles.

Les plus communes sont celles qui, comme le cube et l'octaèdre, sont régulières.

Toutes les formes que peuvent prendre les sels autres que celles primitives, s'appellent *secondaires*. Celles-ci dépendent quelquefois et de la nature du sel et de celle de son dissolvant. C'est ainsi, par exemple, que le sel marin cristallise en cube lorsqu'il est dissous dans l'eau, lorsque ce dissolvant s'évapore spontanément, et qu'il prend la forme d'un octaèdre régulier quand on le fait cristalliser dans de l'urine.

312. Le meilleur procédé pour faire cristalliser les

sels est dû à Leblanc; il consiste à les dissoudre dans l'eau, à l'aide de la chaleur, en assez grande quantité pour que la cristallisation ait lieu par refroidissement; la liqueur étant refroidie, on la décante de dessus les cristaux formés; on la filtre et on l'abandonne à elle-même dans des vases à fond plat, pour qu'elle cristallise par évaporation spontanée, et on les recouvre d'un papier criblé de petits trous. Au bout de quelques jours, on prend les cristaux les plus réguliers parmi ceux qui s'y sont formés; on les place dans d'autres vases semblables aux précédents, et on les recouvre d'eau salée, en ayant soin de les retourner chaque jour, afin qu'ils puissent augmenter de volume par toutes leurs faces, car sans cela il n'y aurait que celles en contact avec la liqueur qui pourraient prendre de l'accroissement. On choisit ensuite les plus gros et les plus réguliers, et on les met encore de nouveau, mais séparément, dans d'autres vases, et l'on continue ainsi en les recouvrant de la même dissolution, jusqu'à ce qu'ils aient pris le volume qu'on désire.

Action de l'air.

313. Lorsqu'on expose à la température ordinaire les sels au contact de l'atmosphère, on a lieu d'observer que les uns en attirent l'humidité et tombent en liqueur ou *en déliquescence;* que les autres au contraire perdent, en tout ou en partie, leur eau de cristallisation avec leur transparence. Les premiers sont appelés *sels déliquescents*, et les seconds *sels efflorescents*.

Tous les sels solubles dans l'eau sont, en général, déliquescents dans un air saturé d'humidité, et d'autant plus qu'ils ont plus d'affinité pour ce liquide. Il

y en a même qui jouissent tellement de cette propriété, qu'ils sont propres à dessécher parfaitement l'air ou un autre gaz quelconque, tels sont les hydrochlorates et les nitrates de chaux, d'alumine, de magnésie, etc., etc.

Il y a des sels efflorescents qui, lorsque l'air ne contient pas beaucoup d'humidité, lui cèdent leur eau de cristallisation, à tel point qu'ils finissent par tomber en poussière, tels sont les sulfates, phosphates et sous-carbonates de soude qui, quoique très solubles dans l'eau, ont peu d'affinité pour elle; aussi ont-ils très peu de cohésion.

L'air sec ou humide n'a point d'action sur les sels insolubles.

On a remarqué que les sels qui, dans l'air ordinaire, tombent en déliquescence ou en efflorescence contiennent toujours la moitié de leur poids environ d'eau de cristallisation.

Les sels dont les bases ou les acides ne sont point au summum de leur oxigénation, comme par exemple les sulfites, hypo-sulfates, les phosphites, les nitrites, ou bien encore les sels protoxidés de fer, d'étain, de cuivre, peuvent absorber l'oxigène de l'air lorsqu'ils sont en dissolution, ou lorsque cet air est humide, surtout si la température est un peu élevée.

L'hydrogène des hydro-sulfates et des hydro-séléniates est très souvent brûlé par l'oxigène de l'air; souvent même il attaque aussi le radical de ces deux hydracides, qui sont les seuls qui offrent ce dernier phénomène.

Action de la lumière,

314. La lumière a de l'action sur plusieurs sels; elle décompose souvent une partie de ceux à base

d'argent et même de mercure. Au moyen d'une pile électrique on peut décomposer les sels. En général, ceux de la première section laissent rendre leur acide au *pôle positif*, et leur oxide au *pôle négatif*. Quelquefois leur acide est aussi décomposé : c'est ce qu'on observe encore pour les sels des cinq dernières sections. de l'électricité et du magnétisme sur les sels.

Le barreau aimanté ne paraît point avoir d'action sur les sels.

315. A froid, les sels et les corps combustibles non-métalliques n'ont point d'action sensible les uns sur les autres. Ces derniers n'en ont même pas sur les dissolutions salines, excepté le chlore qui, en s'emparant de l'hydrogène de l'eau, fait passer leur oxide à un plus haut degré d'oxigénation (85). L'iode doit agir de même que ce corps. Action des combustibles non-métalliques sur les sels.

Puisque la plupart des sels peuvent se décomposer par la chaleur seule, et que les produits sont relatifs à la nature des éléments de leur composition ; on peut prévoir quels doivent être les résultats de l'action réciproque des corps simples non-métalliques et des sels à une température élevée.

Le potassium et le sodium peuvent décomposer, à l'aide du calorique, tous les sels des autres sections et même de la leur. Ils enlèvent l'oxigène aux bases ainsi qu'aux acides des sels des quatre dernières, excepté aux acides borique et fluorique ; mais ils n'ont d'action sur les sels des deux premières, qu'en s'emparant de l'oxigène de l'acide, encore est-elle nulle sur les fluates et les borates. Action des métaux.

Quant aux métaux des quatre dernières sections, ils sont totalement sans action sur les sels des deux premières sections et sur leurs dissolutions.

Lorsque l'on met un métal de la seconde section dans une dissolution saline, il décompose l'eau de préférence, l'hydrogène s'en dégage, l'oxide formé s'unit à l'acide, et celui qu'il en déplace se précipite : tel est du moins le phénomène que nous présentent les dissolutions salines des sels des quatre dernières sections et même plusieurs de la première.

316. Parmi les métaux des quatre dernières sections, il y en a qui se substituent aux bases des sels en dissolution de ces mêmes sections ; ce qui paraît dépendre de leur plus grande affinité pour l'oxigène. C'est ainsi, par exemple, qu'en mettant une lame de zinc dans une dissolution contenant le trentième de son poids d'acétate de plomb, on voit ce métal se recouvrir peu à peu, dans l'espace d'un ou deux jours, de paillettes de plomb très brillantes. Cette cristallisation était connue autrefois sous le nom d'*arbre de Saturne*. On explique ce phénomène en disant que, par le contact des deux métaux, l'eau de la dissolution est décomposée, puisqu'ils forment les éléments de la pile, dont le métal précipitant est le pôle positif, et le métal précipité le côté négatif. L'oxigène qui en provient se rend à l'extrémité du métal précipitant considéré comme positif, qu'il oxide en partie ; l'hydrogène, au contraire, se rend au pôle négatif, c'est-à-dire à l'extrémité du métal précipité qu'il revivifie en reformant de l'eau avec son oxigène. Mais que devient l'acide ? il se rend au pôle positif, où il rencontre le nouvel oxide formé, avec lequel il se combine. Ainsi le métal précipité va sans cesse en augmentant, et le métal précipitant toujours en diminuant.

La cristallisation qu'on obtient en mettant du mercure en contact avec une dissolution de nitrate, était connue sous le nom d'*arbre de Diane*.

Plusieurs métaux sont précipités de leurs dissolutions salines sans prendre l'éclat métallique, tels sont l'antimoine et quelques uns de la dernière section.

Action des oxides.

Les oxides de la deuxième section, et l'ammoniaque après eux, ainsi que la magnésie, ayant plus d'affinité pour les acides que toutes les autres bases salifiables doivent nécessairement décomposer tous les sels quelconques, au moyen de l'eau et de la chaleur.

Action des acides.

Lorsqu'un acide a plus d'affinité pour l'oxide d'un sel que celui qui y est combiné, il le déplace, et celui-ci se dégage avec plus ou moins d'effervescence s'il est gazeux, ou reste dans la liqueur dans le cas contraire. Du reste, on voit qu'il se forme un nouveau sel.

Action des sels.

317. Lorsque l'on mêle ensemble deux dissolutions de différents sels, s'il doit en résulter par l'échange de leurs bases et de leurs acides un sel insoluble, la décomposition est forcée, et constamment il en résulte deux sels au même degré de saturation. C'est ainsi, par exemple, qu'en versant une dissolution de sous-acétate de plomb dans du sulfate de soude en liqueur, on obtient aussitôt un sous-sulfate de plomb insoluble qui se précipite, et un acétate de soude qui reste en dissolution. C'est même par ce moyen ou cette *double décomposition* que l'on prépare la plus grande partie des sels insolubles.

Toutes les fois qu'on calcine ensemble deux sels, et qu'il doit en résulter un sel plus volatil que l'un

d'eux par l'échange de leurs principes constituants, la décomposition est forcée.

Parmi les sels il y en a un assez grand nombre qui ont la propriété de s'unir ensemble deux à deux et de former de nouveaux sels qu'on appelle *sels doubles*, qui sont généralement moins solubles que ceux qui les constituent isolés.

Ainsi, par exemple, tous les sels de magnésie peuvent former des sels doubles avec les sels ammoniacaux.

Tous les sels ammoniacaux peuvent s'unir encore avec les sels suivants du même genre qu'eux; savoir : sels solubles de zinc, de manganèse, de cuivre, de nickel, de deutoxide, de mercure, de platine, de rhodium, de palladium et d'iridium.

Il en est de même des sels de potasse ou de soude avec ceux de nickel, de platine, de rhodium, etc.

État naturel, et préparation.

318. Les sels qui, jusqu'à présent, ont été trouvés dans la nature sont au nombre de 58; savoir :

12 sulfates.	2 tungstates.
11 sous-carbonates.	3 fluates.
8 sous-phosphates.	2 borates.
5 hydro-chlorates.	1 hydro-sulfate.
5 arséniates.	1 hydriodate.
3 nitrates.	1 chromate.
3 colombates.	1 molybdate.

Ils forment tout au plus la vingtième partie de ceux qui peuvent être préparés par l'art.

Préparation.

On emploie différents procédés pour préparer les sels. On peut tous les obtenir en combinant directement les bases salifiables avec les acides, ou en traitant les carbonates par des acides puissants.

Les sels insolubles peuvent encore être obtenus par la voie des *doubles décompositions* (317). Ce ne serait qu'autant qu'il pourrait se former des sels doubles, que ce procédé ne serait pas praticable.

On peut encore obtenir les sous-sels insolubles, en versant peu à peu, dans une dissolution de sels neutres, une solution de potasse de soude ou d'ammoniaque, et en lavant ensuite le précipité à grande eau.

Enfin, on obtient beaucoup de sels appartenans aux sulfates, nitrates, hydro-chlorates, en traitant à froid, ou à l'aide du calorique, les métaux divisés, par les acides de ces trois genres de sels. Le métal s'oxide, soit aux dépens de l'oxigène de l'eau de l'acide, ou aux dépens de celui de ce dernier.

Quoique l'on connaisse peut-être plus de mille sels, il n'y en a guère qu'une trentaine dont on fasse usage. Nous les traiterons en particulier. Usages.

CHAPITRE II.

DES GENRES DE SELS BORATES, CARBONATES, PHOSPHATES, SULFATES, NITRATES, etc.

Des borates.

319. Les borates sont des sels fixes, résultans de l'union des bases salifiables avec l'acide borique. Ils

ont pour principaux caractères, 1° d'être indécomposables par la chaleur, excepté ceux des deux dernières sections et celui d'ammoniaque; 2° de se vitrifier par le calorique; 3° d'être insolubles dans l'eau, excepté ceux à base de soude, de potasse, de lithium et d'ammoniaque, qui sont les seuls borates solubles d'une manière remarquable.

Les bases placées au premier rang, d'après leur affinité pour l'acide borique par l'intermède de l'eau, sont la baryte, la strontiane et la chaux; viennent ensuite, au second lieu, la potasse et la soude, et après la lithine, l'ammoniaque et la magnésie.

Il n'y a guère que l'acide phosphorique qui puisse décomposer les borates à une haute température : ils le sont tous, au contraire, lorsqu'on les fait bouillir avec des acides puissants.

Etat naturel, préparation et usages.

Les deux borates qu'on rencontre dans la nature, sont à base de soude et de magnésie. Le premier se trouve en dissolution dans les eaux de plusieurs lacs des Indes; le second existe dans les montagnes de Kalkberg, duché de Brunswick, etc.

Les borates solubles se préparent en combinant directement leur acide avec leurs oxides; les autres s'obtiennent par la voie des doubles décompositions (317). Il n'y a qu'un seul borate employé; c'est celui de soude, connu dans le commerce sous le nom de *borax*.

Composition

Suivant M. Berzelius, les borates offrent, dans leur oxide, une quantité d'oxigène proportionnelle à celle de leur acide : : 1 : 2,696.

Du sous-borate de soude ou borax.

320. Le borax paraît avoir été connu des anciens. On suppose qu'il est la substance désignée par Pline sous la dénomination de *chrysocolla*. Quoi qu'il en soit, dès le neuvième siècle, Geber en fit mention sous le nom de *borax;* mais c'est Geoffroy qui nous en a fait connaître la nature en 1732. Son historique.

Ce corps, uni à une matière grasse, nous vient de l'Inde : dans cet état il est connu sous le nom de *tinkal*. On le purifie en le faisant macérer dans l'eau, avec une petite quantité de chaux, pendant plusieurs heures. Il paraît que cette dernière lui enlève une grande partie de la matière grasse qui le salie, avec laquelle elle forme une espèce de savon insoluble ; après quoi on le fait dissoudre à chaud, en ajoutant une partie d'hydro-chlorate de chaux sur cinquante de ce sel. On filtre, on fait évaporer, et ensuite, quand la liqueur concentrée marque 20° à l'aréomètre ordinaire, on la met à cristalliser. Sa purification.

Le borax raffiné cristallise en prismes hexaèdres, dont deux des côtés sont beaucoup plus larges, et terminés par des pyramides trièdres. Il est blanc, efflorescent, verdissant fortement le sirop de violettes : sa saveur est faible, styptique et un peu alkaline. Sa pesanteur spécifique est de 1,740. Propriétés physiques.

Il se fond dans vingt-six fois son poids d'eau froide, et dans six fois son poids lorsqu'elle est bouillante. Propriétés chimiques.

Soumis à l'action du feu, il entre d'abord en fusion dans son eau de cristallisation, se boursoufle, se dessèche et finit par se changer en verre, qui étant

refroidi perd sa transparence en attirant probablement l'humidité de l'air.

Usages. On emploie le borax, dans les arts, pour souder les métaux; dans les laboratoires, pour se procurer l'acide borique, pour reconnaître les oxides qui, en se vitrifiant avec lui, produisent des verres colorés : par exemple, l'oxide de manganèse produit, avec le borax, un verre *violet* et quelquefois *bleu;* l'oxide de fer, un verre *vert-bouteille ;* l'oxide de chrôme, un verre *émeraude;* l'oxide de cobalt, un bleu *violet* très intense; l'oxide de cuivre, un vert *clair;* les oxides blancs, une teinte jaunâtre seulement.

On se sert encore du borax pour fondre un grand nombre d'oxides irréductibles, etc.

Des carbonates.

Généralités. 321. Les carbonates sont des composés provenans de l'union de l'acide carbonique avec les bases salifiables. Ils ont pour principaux caractères, 1° d'être tous décomposables par le calorique, excepté les trois carbonates à base de baryte, de potasse et de soude ; encore ceux-ci se décomposeraient s'ils étaient en contact avec de la vapeur aqueuse à une haute température : ils se transformeraient alors en hydrates de leurs bases. 2° D'être tous, excepté les deux derniers carbonates et celui de lithium et d'ammoniaque, insolubles dans l'eau. 3° D'être tous, sans exception, décomposables par les acides forts, en produisant une plus ou moins vive effervescence.

On a lieu d'observer que plusieurs carbonates insolubles, comme ceux de chaux, de fer, etc., peu-

vent se dissoudre sensiblement dans un excès de leur acide : voilà pourquoi on rencontre souvent des carbonates insolubles dans les eaux minérales acidules ou gazeuses.

Puisque les carbonates de soude et de potasse retiennent assez fortement leur acide pour ne pouvoir être décomposés par le calorique seul, il s'ensuit qu'ils ont plus d'affinité pour lui que la chaux et la strontiane : cependant ces deux oxides peuvent leur enlever cet acide par l'intermède de l'eau ; car, lorsque l'on verse une dissolution de l'un d'eux dans une dissolution d'un carbonate de soude ou de potasse, il s'y forme aussitôt un carbonate insoluble qui se précipite. C'est que, dans cette circonstance, l'affinité est modifiée par la cohésion du sel insoluble qui se produit (7 et 317).

État naturel. On trouve dans la nature douze carbonates; savoir, les carbonates de chaux, de protoxide de fer, de deutoxide de fer, de soude, de potasse, de deutoxide de cuivre, de plomb, de zinc, de baryte, de strontiane, de magnésie et de manganèse. Celui de chaux est le plus commun.

Composition. Dans les sous-carbonates la quantité de l'oxigène de l'oxide est à celle de l'oxigène de l'acide :: 1 : 2, et à la quantité d'acide même :: 1 : 2,765.

Préparation. Tous les carbonates artificiels se préparent par la voie des doubles décompositions, excepté les trois carbonates solubles et celui d'ammoniaque.

Usages. De tous les carbonates, huit seulement sont employés : ce sont ceux à bases de chaux, de fer, de cuivre, de plomb, de potasse, de soude, de magnésie et d'ammoniaque. Nous allons les décrire rapidement.

Du carbonate de chaux. 1.

État naturel. 322. Le carbonate de chaux, extrêmement abondant dans la nature, constitue les marbres, les albâtres, le *blanc d'Espagne*, la craie ou pierre à chaux, etc. Souvent on le trouve cristallisé et parfaitement transparent. La forme primitive de ses cristaux est un rhomboïde obtus; mais ses formes secondaires sont très nombreuses, les minéralogistes en ont décrit au moins plus de 600. Sa pesanteur spécifique est de 2,7.

Ses usages. Le carbonate de chaux fournit par la calcination la chaux. On l'emploie comme pierre à bâtir; on en retire l'acide carbonique; enfin tout le monde connaît les usages des marbres et des albâtres.

Du carbonate de fer. 2.

323. Le carbonate de fer est très commun dans la nature. Les minéralogistes en reconnaissent deux variétés, le *fer spathique* et le *fer argileux commun*.

Usages. Le premier sert à fournir d'excellent fer, et peut donner directement de l'acier, ce qui le fait appeler quelquefois *mine d'acier*.

État naturel. On le rencontre en Allemagne, en France, en Espagne, etc., quelquefois cristallisé en rhombes, en dodécaèdres, etc. Ses cristaux, d'un gris jaunâtre clair, ou bruns, sont translucides et souvent opaques. Sa pesanteur spécifique varie de 3,640 à 3,810.

Du carbonate de cuivre. 3.

324. Les variétés du carbonate de cuivre sont, 1° le carbonate *anhydre*, qui, lorsqu'il est pur, est d'un brun foncé et a une pesanteur spécifique de 2,620; 2° le carbonate bleu de cuivre, connu sous les noms d'azur de cuivre, de bleu de montagne, etc. Celui-ci est le plus souvent disséminé et cristallisé en prismes rhomboïdaux, terminés par des sommets à quatre faces; sa couleur est celle du bleu d'azur, se rapprochant quelquefois de celle du bleu de Prusse: sa pesanteur spécifique est de 3,608. 3° La malachite, dont la couleur varie du vert-pomme au vert-pré et au vert-d'émeraude, souvent marbré. On la trouve en masses et sous diverses formes, cristallisée en prismes tétraèdres, terminés par des pyramides à quatre faces; sa pesanteur spécifique est de 3,683. La malachite fibreuse et les différents carbonates de cuivre connus sous les noms de vert de montagne ferrugineux, terreux, etc., n'en sont que des variétés. Propriétés et état naturel.

Le carbonate de cuivre sert à donner du cuivre dans les arts, des couleurs pour la peinture, et des vases d'ornement, etc. Usages.

Du carbonate de plomb. 4.

325. Le carbonate de plomb, connu sous le nom de mine de *plomb blanche*, a une couleur qui varie du blanc de neige au brun, en passant par les nuances intermédiaires : on le trouve en petites masses ou cristallisé. La forme primitive de ses cristaux est l'octaèdre, Propriétés.

ses formes secondaires sont généralement en prismes hexaèdres, tétraèdres, etc.; ses cristaux sont petits, et il y en a qui ont beaucoup d'éclat; sa pesanteur spécifique est de 7,2357. On le trouve en Allemagne, en France, en Angleterre, etc.

Usages. Le carbonate de plomb, connu sous le nom *de blanc de plomb*, *de céruse*, sert en peinture et en pharmacie. Nous le décrirons en parlant de l'acétate de plomb (449).

Du sous-carbonate de potasse. 5.

Propriétés. 326. Le sous-carbonate de potasse est âcre, un peu caustique, verdissant fortement le sirop de violettes, déliquescent et par conséquent très soluble dans l'eau, indécomposable par le calorique seul. Existe-t-il tout formé dans les plantes? (326 *bis.*)

La matière connue dans le commerce sous les noms de *potasse perlasse*, de *potasse d'Amérique*, etc., renferme souvent plus de la moitié de son poids de sous-carbonate de potasse; le reste est formé de sulfate de même base, de chlorure de potassium et de silice en partie combinée, le tout est souvent coloré par un peu d'oxide de fer et de manganèse. On

Préparation. l'obtient en lessivant les cendres des végétaux, et en faisant évaporer la lessive jusqu'à siccité.

326 *bis.* Il paraît que l'acétate de potasse contenu dans les végétaux se transforme, par l'incinération de ces corps, en sous-carbonate de même base.

On peut se procurer le sous-carbonate de potasse pur par le procédé indiqué (227).

Usages. Les différentes potasses sont très utiles aux arts

et à la médecine. On s'en sert pour fabriquer les verres, cristaux, etc.; pour fabriquer le nitre, le savon mou, l'alun, le bleu de Prusse, etc.

Du sous-carbonate de soude. 6.

327. Le sous-carbonate de soude est âcre, un peu caustique, très soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid, efflorescent: la forme de ses cristaux est celle de deux pyramides quadrangulaires, appliquées base à base, dont les sommets sont tronqués. Ce sel renferme plus de la moitié de son poids d'eau de cristallisation; aussi se recouvre-t-il d'une poussière blanche, par son exposition à l'air, en perdant promptement sa transparence. Propriétés.

Nous avons vu (198), 1° qu'il existe dans les eaux de certains lacs de Hongrie, et plus particulièrement d'Egypte, d'où il nous vient sous le nom de *natron;* 2° qu'on se le procure en France et en Espagne par le lavage des cendres de plusieurs plantes marines qui croissent sur les bords de la Méditerranée, telles que celles connues sous les noms de *salicorna europæa,* de *salsola tragus*, d'*atriplex portulacoïdes*, de *salsola kali*, etc.; 3° qu'on l'obtient aussi en décomposant le *sulfate de soude* par le charbon et la craie à une température élevée. État naturel.

Le sous-carbonate est employé pour fabriquer le verre, le savon dur, pour former différents sels, pour couler la lessive, surtout à Paris, et dans quelques opérations de teinture. Usages.

Du carbonate de magnésie. 7.

328. Le carbonate de magnésie se rencontre rarement isolé dans la nature, mais il fait partie de beaucoup de minéraux, tels que les *pierres calcaires magnésifères*, etc.; on l'obtient en décomposant le sulfate de magnésie en dissolution dans l'eau, par une solution d'un carbonate alkalin. On s'en sert en médecine contre les aigreurs; on en fait des pastilles, etc.

Du sous-carbonate d'ammoniaque. 8.

Propriétés.

329. Le sous-carbonate d'ammoniaque est blanc, solide, volatil à l'air libre, même à la température ordinaire; son odeur est vive, piquante et analogue à celle de l'ammoniaque : il se vaporise entièrement lorsqu'on le fait dissoudre à froid dans l'eau et qu'on porte sa dissolution à l'ébullition.

État naturel et préparation.

On ne le rencontre point dans la nature, si ce n'est dans quelques eaux minérales. Il se forme dans la putréfaction des urines par la décomposition de l'*urée*. On l'obtient en chauffant dans une cornue ou un matras un mélange de parties égales de carbonate de chaux (craie) et d'hydro-chlorate d'ammoniaque.

Sel volatil d'Angleterre.

Le carbonate d'ammoniaque, aromatisé avec un peu d'huile essentielle et enfermé dans des petits flacons de verre, est connu dans le commerce sous le nom de *sel volatil d'Angleterre;* il sert encore à

Usages.

préparer différents sels à bases d'ammoniaque, utiles aux arts et à la pharmacie, et on l'emploie comme réactif pour reconnaître les dissolutions de cuivre, pour séparer l'yttria de la glucyne, etc., etc.

Des carbonates neutres.

329 *bis*. De même qu'il existe des sous-carbonates avec un double excès de base, de même aussi il y en a qui sont saturés d'acide carbonique presque à l'état neutre; tels sont ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, qui, jusqu'à présent, sont les seuls connus. On prépare ces trois derniers en faisant passer bulle à bulle à travers les dissolutions des sous-carbonates de leur base, un courant d'acide carbonique. A mesure que ces sous-carbonates absorbent de nouvelles quantités d'acide, ils deviennent moins solubles et cristallisent, ce qui permet de les séparer des portions non saturées. Leur préparation.

L'opération demande au moins une quinzaine de jours pour être terminée.

Des phosphates neutres.

330. Les phosphates sont les sels produits par l'union des bases salifiables avec l'acide phosphorique. Leurs principaux caractères sont, 1° d'être, de même que les borates, indécomposables par le calorique, et susceptibles aussi de se vitrifier; 2° d'être insolubles dans l'eau, excepté ceux à base de potasse, de soude et d'ammoniaque; 3° d'être tous généralement solubles dans les acides nitrique et fluorique et dans un excès de leur acide. Leurs caractères.

Les bases qui ont le plus d'affinité pour l'acide phosphorique sont celles de la deuxième section, viennent ensuite l'ammoniaque et la magnésie.

Tous les phosphates s'obtiennent par la voie des doubles décompositions, excepté les phosphates solubles. Préparation.

État naturel. On ne rencontre que huit phosphates dans la nature; ils sont à base de chaux, de fer, de plomb, de soude, de magnésie, d'ammoniaque et de magnésie, de potasse, de manganèse. Le phosphate de chaux est commun; les autres sont rares.

Usages. Parmi tous les phosphates qui, d'après M. Berzelius, peuvent se diviser en sous-phosphates, phosphates neutres, phosphates acidules, et en phosphates acides, on n'emploie que les quatre phosphates ou sous-phosphates de chaux, de soude, d'ammoniaque et de cobalt.

Composition Il paraît que les sous-phosphates renferment une fois et demie autant de base que les phosphates neutres, que les phosphates acidules en contiennent les trois quarts, et les phosphates acides la moitié.

Du phosphate de chaux. 1.

État naturel et usages. 331. Le phosphate de chaux avec excès de base est très répandu dans la nature: il forme des couches considérables dans plusieurs montagnes du midi de l'Espagne; on l'emploie même comme pierre à bâtir. Il constitue presque la moitié des os de tous les animaux, d'où on l'extrait pour préparer le phosphore par le procédé indiqué (74).

Du phosphate de soude. 2.

Propriétés. 332. Le phosphate de soude neutre est très efflorescent; sa saveur n'a rien de désagréable; il verdit le sirop de violettes, et est beaucoup plus soluble dans l'eau à chaud qu'à froid; il cristallise par refroi-

dissement en rhombes. Ses cristaux renferment plus de la moitié de leur poids d'eau de cristallisation.

On ne trouve guère le phosphate de soude que dans le sang et l'urine de l'homme. État naturel.

On obtient le phosphate de soude en versant une dissolution de carbonate de soude dans une dissolution de phosphate acide de chaux, jusqu'à ce que la liqueur verdisse fortement le sirop de violettes ou le papier de tournesol. A mesure que l'on mêle les deux dissolutions, il se produit une vive effervescence par le dégagement de l'acide carbonique, et il se dépose un précipité gélatineux de phosphate de chaux. La liqueur filtrée, évaporée convenablement, cristallise du jour au lendemain. Sa préparation.

Le phosphate de soude est un purgatif doux. Il sert de réactif pour séparer, au moyen du carbonate d'ammoniaque neutre, la magnésie des autres terres; de plus, il facilite la fusion des oxides métalliques. Ses usages.

Du phosphate d'ammoniaque. 3.

333. Ce sel est blanc, inodore, très soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid; sa saveur est piquante, un peu urineuse; il cristallise en prismes à quatre pans terminés par des pyramides à quatre faces; il verdit le sirop de violettes, et donne, par l'action du calorique, son acide vitrifié en laissant dissiper sa base. Propriétés.

Il se forme dans les urines de l'homme avec les phosphates de soude et de magnésie; il donne souvent lieu, en se combinant avec celui-ci, aux calculs urinaires et aux concrétions considérables qui se Son état naturel.

trouvent dans les intestins de plusieurs animaux frugivores.

Préparation. On l'obtient par le procédé employé pour préparer le phosphate de soude, en remplaçant le carbonate de cette base-ci par un léger excès d'ammoniaque.

Usages. Le phosphate d'ammoniaque sert à préparer l'acide phosphorique.

Du phosphate, ou *sous-phosphate de cobalt.* 4.

Propriétés. 334. Ce sel est violet et insoluble. On l'obtient en versant une dissolution de phosphate de soude dans une dissolution de nitrate de cobalt. Le précipité qui s'y forme par la voie des doubles décompositions, lavé et mêlé aussitôt avec huit parties d'alumine en gelée, de manière que le mélange soit intime et ne présente plus de petits points isolés de phosphate de cobalt, donne un bleu qui, jusqu'à un certain point, peut remplacer l'*outremer;* à cet effet, on fait sécher à l'étuve le mélange précité : lorsqu'il est devenu cassant, on le calcine dans un creuset recouvert de son couvercle à la chaleur rouge-cerise pendant une demi-heure.

Usages. Ce composé a été découvert par M. Thenard; on l'emploie en peinture. Les objets peints avec ce bleu ont, à la lumière des bougies, une faible nuance verdâtre; ce qui fait qu'on peut les distinguer de ceux peints avec l'outremer.

Des hypo-phosphites.

Historique. 335. Ces sels, dont la découverte est due à M. Du-

long, sont restés sans usages. On les prépare tous en combinant directement leurs acides avec les différentes bases.

Ils ont pour principaux caractères, 1° d'être tous très solubles dans l'eau; 2° de décolorer subitement la dissolution de sulfate rouge de manganèse; 3° de précipiter à l'état métallique l'or et l'argent de leurs dissolutions; 4° enfin, de produire du gaz hydrogène per-phosphoré qui s'enflamme spontanément à l'air lorsqu'on les chauffe dans des tubes de verre. Leurs caractères.

Des phosphites.

336. L'histoire de ce genre de sel est encore aujourd'hui très incomplète; mais, comme ses espèces sont sans usages, nous allons le décrire rapidement.

L'acide phosphoreux paraît enlever l'oxigène aux oxides des deux dernières sections, d'où il suit qu'il ne doit point y avoir de phosphites de ces bases.

Il peut se combiner en général avec les oxides qui ont pour lui de l'affinité, de manière à former des sur-sels, des sels neutres et des sous-sels; il s'y unit directement, ou par la voie des doubles décompositions. Préparation.

Les phosphites ont pour principales propriétés, 1° de donner, lorsqu'on les met sur des charbons allumés, ceux à l'état de sur-sels, une belle flamme jaune, ceux à l'état neutre, une flamme moins jaune, et ceux à l'état de sous-sels une encore moins intense; 2° de se décomposer quand on les chauffe plus ou moins fortement, et de donner ainsi, en vases Propriétés.

clos[1], de l'hydrogène phosphoré, un peu de phosphore, et un résidu formé de phosphate jaune, qui doit probablement cette couleur à un peu d'oxide de phosphore produit pendant l'opération.

Les phosphites de potasse, de soude et d'ammoniaque sont très solubles ; ceux de baryte, de strontiane le sont beaucoup moins, et ne cristallisent que par une évaporation spontanée ; les autres en général sont insolubles.

Ils sont sans usages.

Des sulfates.

337. Les sulfates sont des sels qui doivent leur naissance à l'union de l'acide sulfurique avec les bases salifiables ; ils ont pour principaux caractères, 1° d'être décomposables par le calorique à une température plus ou moins élevée, excepté ceux de la deuxième section et celui de magnésie de la première, dont les principes constituants ont une trop forte affinité les uns pour les autres pour se séparer par l'action du feu ; 2° d'être tous décomposables par le charbon à l'aide de la chaleur, d'où il résulte pour produits, avec ceux des deux premières sections, du soufre des oxides, ou bien des sulfures, et avec ceux des quatre dernières sections des sulfures, et le plus souvent des métaux réduits à l'état métallique ; dans l'un et l'autre cas, il se dégage en outre de l'acide carbonique et de l'oxide de

Propriétés générales.

[1] Nous appelons vase clos une cornue, par exemple, communiquant par tube propre à recueillir les gaz avec un flacon plein d'eau ou de mercure, et renversé sur un bain de l'un ou l'autre liquide.

carbone ; 3° d'être tous généralement décomposés à une température élevée par les acides borique et phosphorique, dont les éléments sont beaucoup moins volatils que ceux de l'acide sulfurique ; 4° d'être tous solubles dans l'eau, excepté ceux de baryte, d'étain, d'antimoine, de bismuth, de plomb et de mercure. On peut observer que ceux à bases de strontiane, de chaux, de zircône, d'yttria, de deutoxide de cérium et d'argent, y sont très peu solubles.

Rang de l'affinité des bases pour l'acide sulfurique, par l'intermède de l'eau.

Les bases, qui ont le plus d'affinité pour l'acide sulfurique par l'intermède de l'eau, sont la baryte en premier lieu, la strontiane en second ; viennent ensuite successivement la potasse, la soude, la lithine, la chaux, l'ammoniaque, et puis la magnésie, etc.

On remarque que, quoique le sulfate de potasse et celui de soude ne se décomposent pas, de même que les autres de leur section, par l'action seule de la chaleur, ils éprouvent une décomposition, et fournissent de l'oxigène et de l'acide sulfureux quand on les vitrifie avec de la silice, oxide pour lequel leurs bases respectives ont de l'affinité.

État naturel.

On ne rencontre dans la nature que les douze sulfates suivants ; savoir, les sulfates de magnésie, de chaux, de strontiane, de baryte, de potasse, de soude, de zinc, de fer, de cuivre, et les trois sulfates doubles à bases d'alumine et de potasse (alun), d'alumine et d'ammoniaque (alun), de chaux et de soude. Les plus communs sont ceux de chaux, de baryte, d'alumine et de potasse.

Préparation.

338. Tous les sulfates artificiels s'obtiennent par quatre procédés : 1° en traitant à l'aide de la chaleur les carbonates ou les oxides pulvérisés par l'acide

sulfurique étendu d'eau; 2° par la voie des doubles décompositions; 3° en traitant directement les métaux par l'acide sulfurique: dans cette circonstance-ci le métal peut être oxidé soit par l'oxigène de l'eau de l'acide dont l'hydrogène se dégage, comme, par exemple, quand on traite le zinc ou le fer par l'acide sulfurique très affaibli, ou bien par l'oxigène de l'acide, dont le gaz sulfureux prend alors l'état aériforme; comme, par exemple, lorsque l'on traite l'étain, l'antimoine, etc., par l'acide sulfurique concentré; 4° enfin, en grillant plusieurs sulfures naturels, et puis en les exposant à la température ordinaire à l'air humide.

Composition. Il paraît que la quantité d'oxigène d'un oxide dans les sulfates neutres est à celle de l'oxigène de l'acide :: 1 : 3, et la quantité d'acide même :: 1 : 5.

Usages. On n'emploie dans les arts et la médecine que onze sulfates; ils sont à bases de magnésie, de chaux, de baryte, de potasse, de soude, d'ammoniaque, de zinc, de fer plus ou moins oxidé, de deutoxide de cuivre, de deutoxide de mercure, d'alumine et de potasse, ou d'alumine et d'ammoniaque (alun). En faisant leur histoire rapidement, nous allons faire connaître leurs différents usages en particulier.

Du sulfate de magnésie. 1.

État naturel. 339. Ce sel, connu autrefois et même encore sous les noms de *sel d'Epsom*, *sel de Sedlitz*, se retire par évaporation des eaux de plusieurs fontaines, telles que celles d'*Epsom*, de *Sedlitz*, d'*Egra*, de *Scheidschutz*, etc. Il est blanc, amer, soluble dans trois parties

Propriétés.

d'eau, cristallisant en prismes à quatre pans terminés par des pyramides à quatre faces, contenant la moitié de son poids d'eau de cristallisation, efflorescent; il ne peut éprouver que la fusion aqueuse, et peut se combiner avec le sulfate d'ammoniaque pour former un sulfate double.

On s'en sert comme purgatif, et on le décompose par la soude ou la potasse pour se procurer la magnésie, 193). Usages.

Du sulfate de chaux. 2.

340. Ce sel est extrêmement abondant dans la nature; on en trouve deux principales variétés. La première, connue des anciens sous le nom de *gypse*, est, quand il est pur, le plus souvent cristallisée, 1° en octaèdres; 2° en prismes hexaèdres, terminés par des sommets tétraèdres, et sous la forme lenticulaire, etc.; ses cristaux sont ordinairement transparents. Ce sel est soluble dans 460 parties d'eau; chauffé au chalumeau, il se fond en un globule vitreux. C'est à Margraff et à Macquer que l'on doit la connaissance de ses principes constituants. Son état naturel et ses propriétés. Historique.

La seconde est le sulfate de chaux *anhydre*, ou qui ne contient point d'eau. Ses cristaux, dont la forme primitive est un prisme droit, ayant deux de ses faces plus larges que les deux autres avec apparence nacrée, sont transparents, très durs, et ont une densité de 2,950. Celui-ci devient souvent phosphorescent lorsqu'on le chauffe, et est insoluble dans l'eau.

Le sel, formé artificiellement par l'union de l'acide

Sélénite. sulfurique avec la chaux, est blanc, et s'appelait autrefois *sélénite*.

Lorsque l'on calcine rouge à la chaleur le sulfate de chaux, il perd son eau de cristallisation, décrépite, et se change en une poudre blanche, douce au toucher, Plâtre. connue sous le nom de *plâtre*. Cette poudre a la propriété d'absorber l'eau et de la solidifier; mêlée avec de la colle-forte et des matières colorantes, elle sert à faire une pâte connue sous le nom de *stuc*, Stuc. dont on fait en sculpture des vases et statues d'ornement, etc.

Le plâtre paraît pouvoir solidifier presque son poids d'eau en produisant un dégagement de calorique sensible. Ses cristaux alors se reforment, s'entrelacent, et il en résulte une grande ténacité.

Celui qui sert à la construction des édifices contient 12 ou 15 pour 100 de chaux.

Du sulfate de baryte. 3.

Propriétés. 341. Ce sel, à raison de son grand poids, était connu autrefois sous le nom de *spath pesant;* il est blanc, insipide, tout-à-fait insoluble; aussi de l'eau, qui ne contient que $\frac{1}{3000}$ de baryte, laisse former sur-le-champ un précipité sensible par quelques gouttes d'acide sulfurique. Il se dissout dans l'acide sulfurique concentré, et s'en précipite par l'eau; il se rencontre en assez grande quantité dans la nature; ses formes sont variées; quelquefois on le trouve en table, en rognons, etc., d'autres fois cristallisé.

Chauffé brusquement, il décrépite, et entre en fusion à une température très élevée. Lorsqu'après

l'avoir formé en gâteaux minces avec de l'eau et de la farine, on le chauffe au rouge, il devient lumineux dans l'obscurité; on le connaît dans ce cas sous le nom de *phosphore de Bologne*, qui est formé probablement de sulfure ou de sulfite; mais on ignore la cause qui le rend phosphorescent. Vincenzo Casciarolo, cordonnier de cette ville, ayant trouvé au pied du mont Paterne une pierre dite de Bologne, et s'imaginant, par son éclat et sa pesanteur, qu'elle renfermait de l'argent, la soumit au feu dans l'espérance d'en extraire ce métal précieux, et il remarqua qu'elle devenait lumineuse dans l'obscurité. Phosphore de Bologne.

Le sulfate de baryte se trouve en France, en Allemagne, en Italie, etc.; on s'en sert en Angleterre comme *mort-aux-rats*, comme fondant dans les fonderies de cuivre; enfin, il nous fournit la baryte, et par suite tous les sels de cette base. Usages.

Sulfate de potasse. 4.

342. Ce sel, connu autrefois sous le nom de *specificum purgans*, *nitrum fixum*, *arcanum duplicatum*, *panacea nolsatica*, *sel de duobus*, *nitre vitriolé*, etc., est blanc, légèrement amer, soluble dans 10 parties d'eau froide et dans 4 parties d'eau bouillante, cristallisant en prismes à six ou quatre pans très courts, terminés par des pyramides à quatre ou six faces, ne contenant que de l'eau interposée; d'où il suit qu'il décrépite au feu. État naturel.

On le trouve combiné avec le sulfate d'alumine, formant l'alun dans plusieurs mines d'Italie.

Il s'obtient, par le premier procédé, en versant de Préparation.

l'acide sulfurique dans une dissolution de sous-carbonate de potasse jusqu'à parfaite saturation.

Ses usages. On l'emploie en médecine comme purgatif; les salpêtriers s'en servent pour convertir le nitrate de chaux en nitrate de potasse, et il entre dans la composition de l'alun.

Sulfate de soude. 5.

343. Ce sel, connu autrefois sous la dénomination de *sel de Glauber*, nom du chimiste allemand qui en fit la découverte en examinant le résidu du sel marin traité par l'acide sulfurique, qu'on appelait alors *caput mortuum*, *terra damnata*, fut appelé par ce chimiste sel *admirable*. Lorsqu'il vient de cristalliser, il est sans couleur, très amer, très soluble dans l'eau, et d'autant plus que la température de ce liquide se rapproche de $+33°$. Ses cristaux en prismes à six pans, terminés par des sommets dièdres, ont une si belle transparence que souvent on ne les voit pas au travers de l'eau dans laquelle ils se sont formés. Ils contiennent plus de la moitié de leur poids d'eau de cristallisation, ce qui fait qu'ils s'effleurissent très promptement à l'air.

État naturel. Le sulfate de soude existe dans quelques fontaines salées, accompagnant le sel marin. On le trouve en Espagne, combiné avec le sulfate de chaux, et dans des plantes qui croissent sur les bords de la mer.

La plus grande partie de sulfate de soude que l'on consomme dans les arts provient de la décomposition du sel marin par l'acide sulfurique.

En médecine il sert comme purgatif, et dans les arts on l'emploie pour faire les soudes artificielles. Usages.

Du sulfate d'ammoniaque. 6.

344. Ce sel, découvert par Glauber, fut appelé par ce chimiste *sel ammoniac secret.* Après on le nomma *ammoniaque vitriolée.* Il est incolore, amer et piquant, soluble dans deux fois son poids d'eau froide, et dans la moitié d'eau bouillante. Ses cristaux sont des petits prismes à six pans, terminés par des pyramides à six faces. Exposé à l'air, il en attire lentement l'humidité. Historique et propriétés.

Soumis à l'action du feu, il décrépite d'abord légèrement, se fond ensuite, et se décompose complétement à la chaleur rouge. Chauffé dans des vaisseaux, il se sublime en perdant une portion de sa base, et passe à l'état de sulfate acide.

On l'obtient en saturant de l'ammoniaque liquide, en y versant peu à peu de l'acide sulfurique faible. L'opération ne serait pas sans danger si l'on employait l'acide concentré. Dans ce cas, il se produirait un grand dégagement de chaleur et une si vive effervescence que le liquide serait projeté au loin. Préparation.

On peut encore le préparer en décomposant l'hydro-chlorate d'ammoniaque par l'acide sulfurique.

Dans les arts, où l'on emploie une très grande quantité de ce sel pour former l'alun, on le prépare en traitant le sulfate de chaux par le sous-carbonate d'ammoniaque, provenant de la décomposition des matières animales par la distillation. Usages.

Du sulfate de zinc. 7.

Historique et propriétés.

345. Ce sel, connu ordinairement sous le nom de *vitriol blanc*, fut découvert à Ramelsberg en Allemagne, vers le milieu du seizième siècle. Il est blanc, âcre et styptique, soluble dans deux fois et demie son poids d'eau à + 15°; dans l'eau bouillante, il est extrêmement soluble. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces : ordinairement les deux bords opposés du prisme sont remplacés par de petites faces, ce qui lui donne la forme de l'hexaèdre. Ces cristaux renferment trente-six pour cent d'eau de cristallisation. Soumis à l'action du calorique, il éprouve la fusion aqueuse, et se décompose à une température élevée.

Préparation.

On l'obtient en grillant la mine de zinc sulfuré appelée *blende*, qui renferme du plomb, du fer et du cuivre. Par l'action de l'air, ces quatre métaux s'oxident et le soufre s'acidifie. On lessive alors avec de l'eau, et l'on concentre la liqueur par évaporation; elle cristallise très promptement par refroidissement en une masse blanche semblable au sucre en pain. Ce sel ainsi obtenu retient les autres sulfates auxquels sont dues les taches jaunes dont sa surface est recouverte. On peut l'en purifier en le faisant bouillir avec de la limaille de zinc, qui s'oxide et prend la place des trois autres métaux qu'elle précipite.

On peut encore obtenir le sulfate de zinc en traitant le métal par l'eau et l'acide sulfurique, et l'on ne devrait employer pour la médecine que celui préparé de cette manière.

Il sert comme astringent; on en fait des collyres, injections, etc. Autrefois on le donnait comme émétique. Usages.

Du proto-sulfate de fer. 8.

346. Le sulfate de fer fut connu des anciens. Il porte dans le commerce le nom de *vitriol vert* ou *couperose verte*. Lorsqu'il vient de cristalliser, il est d'un beau vert; ses cristaux sont des prismes rhomboïdaux transparents, contenant 45 pour 100 d'eau de cristallisation. Il est efflorescent, soluble dans deux fois son poids d'eau froide, et dans les 0,75 de son poids d'eau bouillante. Lorsqu'on l'expose au contact de l'air, il en attire l'oxigène, et perd sa transparence en se recouvrant de taches jaunes *ocreuses* de trito-sulfate de fer. Cet effet a lieu plus promptement lorsqu'il est humide. Historique et propriétés.

Chauffé fortement, il commence par éprouver la fusion aqueuse, se dessèche ensuite, puis se décompose en donnant de l'acide sulfureux, de l'oxigène et de l'acide sulfurique. Celui-ci est connu dans le commerce sous le nom d'*acide sulfurique glacial de Nordhausen*, petite ville où on l'extrait par ce procédé. Le résidu est une poudre rouge qu'on appelait autrefois *colcothar de vitriol* (tritoxide de fer, mêlé probablement de trito-sulfate échappé à la calcination).

Le proto-sulfate de fer est insoluble dans l'alcool. Lorsqu'on l'y met en poudre, il devient blanc; par l'eau sa couleur verte reparaît.

346 *bis*. On peut le préparer directement en traitant le fer en limaille par de l'acide sulfurique très affaibli. Préparation.

Dans les lieux où l'on rencontre abondamment le sulfure de fer, on l'obtient, pour le besoin des arts, en exposant en tas les pyrites natives qu'il forme au contact de l'atmosphère et en les arrosant d'eau. Au bout d'un certain temps, elles se recouvrent d'une croûte de sulfate de fer, provenant de l'oxidation du fer, et de l'acidification du soufre par l'oxigène de l'air; mais comme elles renferment toujours de l'argile ou de l'alumine, celle-ci se combine de même avec l'acide sulfurique, d'où il résulte que lorsqu'on lessive au bout de plusieurs mois la matière, on obtient en dissolution et du sulfate de fer et du sulfate d'alumine; le premier, étant efflorescent, cristallise par évaporation; le second, au contraire, étant déliquescent, reste dans la liqueur.

Les eaux-mères, d'après ce qui précède, contiennent du sulfate d'alumine en dissolution : on y fait dissoudre à l'aide de la chaleur du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammoniaque; le sulfate double ou *alun* qui en provient cristallise par refroidissement, étant beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid.

Quand les pyrites ont été ainsi traitées, elles renferment encore du sulfate de fer, et beaucoup d'argile et de terre : on les brûle alors en y mettant le feu. Tout l'acide sulfurique qui se forme à cette température se porte sur l'alumine, et en opérant comme il a été dit on obtient de l'alun en très peu de temps.

Usages. Le proto-sulfate de fer est un composant des teintures en noir et en gris. Il sert à faire l'encre, à dissoudre et à décolorer l'indigo, à faire le bleu de Prusse, etc. Lorsqu'on verse une dissolution de ce sel dans une dissolution d'hydro-chlorate d'or, on ob-

tient pour précipité l'or très divisé, à l'état métallique, dont on se sert pour dorer les porcelaines.

Poudre propre à donner le fil aux rasoirs.

On peut obtenir une poudre d'un beau violet, douce au toucher, propre à donner le fil aux rasoirs, en faisant un mélange de parties égales de sulfate de fer et de sel marin bien secs et bien pulvérisés. A cet effet on calcine ce mélange à la chaleur rouge-cerise, puis on le met en poudre de nouveau, et on l'agite ensuite dans l'eau, après quoi on décante aussitôt la liqueur de dessus le dépôt qui se forme, et elle laisse encore former un nouveau précipité qui est la poudre en question.

Deuto-sulfate de fer.

En combinant directement l'acide sulfurique avec le deutoxide de fer, on obtient un deuto-sulfate, dont l'existence, à ce degré d'oxigénation, paraît douteuse; car en versant dans une dissolution de ce sel de la potasse ou de l'ammoniaque, on obtient un précipité formé de protoxide et de tritoxide de fer.

Trito-sulfate de fer.

L'acide sulfurique forme, en se combinant avec l'hydrate de tritoxide de fer, le trito-sulfate de ce métal. Ce sel est jaune-orangé, soluble, très styptique et acerbe, rougissant le papier de tournesol. Sa dissolution évaporée jusqu'à siccité laisse une matière qui, mise dans l'eau, se transforme en trito-sulfate acide, très soluble, et en sous-trito-sulfate de même base, insoluble.

Du deuto-sulfate de cuivre. 9.

347. Le deuto-sulfate de cuivre est connu dans le commerce sous les noms de *vitriol bleu*, de *vitriol de Chypre*, de *couperose bleue*, etc.; ce sel est solu-

ble dans quatre parties d'eau froide à + 15° et dans le double d'eau bouillante. Il cristallise en octaèdres et décaèdres, et ces cristaux sont le plus souvent irréguliers, d'un assez gros volume, d'un beau bleu, et offrent le phénomène de la double réfraction. Ils sont un peu efflorescents, et à l'air leur surface s'y recouvre d'une poussière d'un blanc verdâtre; soumis à l'action du feu, ils éprouvent la fusion aqueuse.

Encre sympathique.

Lorsqu'on mêle ensemble parties égales de sulfate de cuivre et d'hydro-chlorate d'ammoniaque, dissous dans l'eau, la dissolution est jaune à chaud et verdâtre à froid. On peut s'en servir comme d'une encre sympathique; les caractères tracés sur le papier y deviennent invisibles, et reparaissent par la chaleur.

État naturel.

Le sulfate de cuivre se trouve abondamment répandu dans la nature, soit en dissolution dans certaines eaux, ou dans les mines de cuivre.

Extraction.

On l'extrait des eaux par évaporation; on l'obtient en grillant les sulfures naturels de cuivre : comme ceux de fer, ils se changent en sulfates, en absorbant l'oxigène de l'atmosphère. On lessive et l'on fait évaporer.

En France on le forme en mouillant des lames de cuivre, en les saupoudrant aussitôt avec de la fleur de soufre, et en les exposant ensuite dans un four chauffé au rouge. Au bout de quelque temps, on les retire et on les plonge de nouveau dans l'eau, où le sulfate formé par l'absorption de l'oxigène de l'air se dissout : on recommence, et ainsi de suite.

Usages.

Le sulfate de cuivre est employé en médecine, comme un léger escarotique. On en fait des collyres

en pharmacie, etc., et dans les arts il sert à préparer le vert de Schéele et les cendres bleues pour la peinture.

Du deuto-sulfate de mercure. 10.

Préparation.

348. En faisant bouillir pendant long-temps sept ou huit parties d'acide sulfurique en poids sur une de mercure, on obtient pour produit de l'acide sulfureux qui se dégage, et une masse blanche de sulfate acide de mercure deutoxidé. Cette matière mise dans l'eau se change en sur-sulfate, qui se dissout dans le liquide, et en sous-sulfate de même base, insoluble, qui se précipite. Celui-ci est jaune, l'autre est blanc; le premier était connu autrefois sous le nom de *turbith minéral*, à cause de sa couleur analogue à celle du *turpethum convolvulus*.

Usages.

Le sulfate de mercure sert à préparer le sublimé corrosif (deuto-chlorure de mercure), etc.

De l'alun, ou *sulfate double d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque.* 11.

Historique.

349. L'alun est un sel qui fut connu des anciens. On l'apporta d'Orient en Europe jusqu'au quinzième siècle, où l'on commença à établir des fabriques en Italie. Ils l'employaient dans la teinture comme nous l'employons aujourd'hui; mais ils n'en connaissaient pas les parties constituantes. Les alchimistes démontrèrent que ce sel était le résultat d'une combinaison d'acide sulfurique avec une terre dont ils ne purent reconnaître la nature. Depuis 1754, que

Margraff fit voir que cette terre formait un ingrédient dans les argiles, on considéra pendant long-temps l'alun comme du sulfate d'alumine simple; sa composition n'a été bien connue que depuis que MM. Decroisilles, Vauquelin et Chaptal ont prouvé que c'était un sel double qui renfermait, outre le sulfate d'alumine, du sulfate de potasse ou du sulfate d'ammoniaque, et souvent même ces deux-ci à la fois.

Propriétés. L'alun est incolore, soluble dans les trois quarts de son poids d'eau bouillante, et seulement dans quinze fois son poids d'eau froide, à 15°; sa dissolution rougit le papier de tournesol, et cristallise par refroidissement en octaèdres réguliers, consistant en deux pyramides tétraèdres, appliquées base à base; ses cristaux sont transparents et susceptibles de s'effleurir légèrement, quelquefois ils prennent la forme de cubes. Sa saveur est astringente, et sa densité est de 1,71. Il éprouve à une chaleur peu élevée la fusion aqueuse, et donne lieu à une masse connue autrefois sous le nom d'*alun de roche*. A une température plus élevée, il se boursoufle, écume, et perd, principalement en eau de cristallisation, les 0,44 de son poids. Alors il est blanc et opaque et reçoit le nom d'*alun calciné*. A une chaleur rouge il perd son acide, qui se transforme en oxigène et en acide sulfureux, et laisse pour résidu de l'alumine seule s'il contient du sulfate d'ammoniaque, et cette base avec du sulfate de potasse dans le cas contraire.

Alun de roche.

Alun calciné.

Pyrophore de Homberg. 350. On prépare le pyrophore de Homberg, découvert par ce chimiste au commencement du dix-huitième siècle, en chauffant dans une cuillère de fer trois parties d'alun et une partie de fleur de farine ou

de sucre, jusqu'à ce que le mélange soit devenu noirâtre et ait cessé de se gonfler : alors, après l'avoir réduit en poudre fine, on l'introduit dans une fiole à médecine, placée sur un bain de sable, et on le chauffe de nouveau jusqu'à ce qu'il sorte une flamme bleue de l'ouverture de la fiole. Alors on ferme cette ouverture avec un bouchon de liége, et on laisse refroidir le tout. Le pyrophore, ainsi préparé, a la propriété de s'enflammer aussitôt qu'on l'expose à l'air, surtout si l'air est humide.

On peut, si l'on veut, recouvrir la fiole d'un lut terreux, et la placer directement à feu nu, au lieu de se servir d'un bain de sable.

L'alun, dans l'expérience qui précède, doit toujours être choisi à base de potasse; ce que l'on peut reconnaître en en triturant un peu avec de la chaux humectée d'eau; s'il ne se dégage point d'ammoniaque pendant la trituration, on peut croire que l'alun ne contient que du sulfate de potasse.

État naturel. On ne rencontre guère l'alun tout formé qu'aux environs des volcans, et en dissolution dans quelques eaux; mais à l'état de sous-sulfate d'alumine uni au sulfate de potasse, il constitue des collines entières, particulièrement en Italie. Là il y existe sous la forme de roche assez dure.

Extraction. 351. On obtient l'alun de quatre manières différentes, 1° en lessivant les efflorescences de ce sel qui se forment à la surface de plusieurs terrains volcaniques, tels que ceux de la solfatare près de Pouzzole, et en faisant évaporer la liqueur convenablement dans des chaudières de plomb; elle donne par refroidissement de l'alun, que l'on verse dans le commerce; 2° en

exposant la mine pierreuse d'alun, après l'avoir calcinée, en tas au contact de l'atmosphère, pendant plusieurs mois, en l'arrosant avec de l'eau de temps en temps; cette mine tombe en bouillie, on la lessive alors, et la liqueur concentrée fournit de l'alun; 3° nous avons vu (346 *bis*) qu'on l'obtient encore en traitant les pyrites ferrugineuses pour se procurer le sulfate de fer; 4° en calcinant les argiles les moins chargées de carbonate de chaux et de fer, on parvient à les pulvériser et à en oxider au summum le fer; ensuite on les traite directement par l'acide sulfurique affaibli dans des chaudières de plomb. Lorsque le sulfate d'alumine est formé, on décante la liqueur et on la traite par le sulfate d'ammoniaque ou par celui à base de potasse.

Usages. On emploie l'alun pour préparer les peaux et les préserver des vers, pour rendre le suif plus ferme, pour préparer la pâte du papier, ce qui empêche celui-ci de boire; en médecine on l'emploie comme astringent, et comme escarotique lorsqu'il est calciné: c'est un des meilleurs mordants pour préparer les étoffes, etc., qu'on veut teindre.

Des sous-sulfates.

352. En général on peut dire que toutes les bases insolubles peuvent s'unir à l'acide sulfurique de manière à donner naissance à des sous-sels. Il suffit pour cela de verser, dans une dissolution de l'un de leurs sulfates neutres, assez de potasse, de soude ou d'ammoniaque pour que l'une ou l'autre ne s'empare que

d'une portion de l'acide; en agitant la liqueur le sous-sel se précipite aussitôt.

Suivant M. Berzélius, il existerait des genres différents de sous-sulfates par la quantité respective de leur base.

Le sous-sulfate de mercure (turbith minéral) seul est employé (348); en médecine on le donne contre les maladies de la peau et contre les maladies syphilitiques, etc.

Des sulfates acides.

353. Jusqu'à présent les sulfates acides analysés ont offert à l'observation le double de l'acide des sulfates neutres. On peut, en conséquence, les nommer bi-sulfates. Bi-sulfates.

Des sulfites.

354. Ces sels sont le produit de l'union de l'acide sulfureux avec les bases salifiables. Ils ont pour principaux caractères, 1° d'abandonner leur acide par l'action du calorique, et de laisser leurs oxides, qui se comportent alors comme nous l'avons vu (180). Les sulfites de la 2e section et celui de magnésie font exception; ceux-ci laissent dégager du soufre et se changent en sulfates. 2° D'être généralement tous, à l'aide d'un peu de chaleur, transformés en sulfates, par l'oxigène ou l'air, surtout s'ils sont humectés avec de l'eau ou dissous dans ce liquide. 3° D'être tous susceptibles d'être décomposés par les acides sulfurique, hydro-chlorique, phosphorique, etc., liquides, en produisant une effervescence due au dégagement de l'acide sulfureux. 4° D'être encore transformés en Leurs caractères.

sulfates par les acides nitrique et nitreux, qui leur cèdent une portion de leur oxigène, en abandonnant de l'azote plus ou moins oxidé.

Leur état naturel, leur préparation, et leurs usages.

Aucun sulfite ne se trouve dans la nature. On les obtient par la voie des doubles décompositions avec les dissolutions des sulfites de soude, de potasse ou d'ammoniaque, qui sont les seuls solubles dans l'eau. Ces trois-ci se préparent en faisant passer un courant d'acide sulfureux au travers des dissolutions de leurs bases jusqu'à parfaite saturation.

Usages.

Ils sont tous sans usages, excepté peut-être le sulfite de chaux, qui peut être utile pour empêcher ou du moins arrêter la fermentation des sucs de fruits, comme par exemple de groseilles, etc.

Des hypo-sulfites.

355. Toutes les fois que l'on met un sulfure dans l'eau, et qu'il la décompose, il se forme, outre un hydro-sulfate, un hypo-sulfite, soluble ou insoluble. De même aussi les hypo-sulfites se forment encore lorsque l'on fait bouillir de la fleur de soufre dans la dissolution d'un sulfite soluble.

Propriétés générales.

Tous les hypo-sulfites ont pour principales propriétés d'être décomposés par une température plus ou moins élevée, et de même encore par plusieurs acides, tels que les acides sulfurique, hydro-chlorique, phosphorique, etc.

Ils sont tous sans usages.

Des hypo-sulfates neutres.

356. Tous les sels de ce genre sont sans usages et peuvent se décomposer par une chaleur peu élevée, ils se changent en sulfates neutres et laissent dégager de l'acide sulfureux. On les prépare en combinant directement leur acide avec les bases (636).

Des séléniates.

357. L'acide sélénique paraît pouvoir s'unir aux bases salifiables, de manière à donner naissance à des sels acides, acidules, neutres, et avec excès de base.

Propriétés générales.

Les séléniates possèdent les propriétés suivantes, savoir : 1° d'être solubles dans l'eau lorsqu'ils sont à l'état acidule ou acide, et d'y être en général insolubles quand ils sont neutres ou bien encore à l'état de sous-sels ; 2° de ne pouvoir être décomposés par le calorique, ou du moins de ne l'être que très difficilement ; 3° de céder leurs bases à la température ordinaire à l'acide sulfurique, et à l'aide de la chaleur aux acides phosphorique, borique et arsénique.

Préparation.

Les séléniates neutres de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont les seuls de ce genre qui soient solubles. On les obtient en combinant directement l'acide sélénique avec ces trois bases.

Tous les autres séléniates sont préparés par la voie des doubles décompositions.

Du reste ils sont tous sans usages.

Des nitrates.

Propriétés générales.

358. Les sels formés par l'union des bases salifiables avec l'acide nitrique possèdent pour principaux caractères, 1° de pouvoir être tous décomposés par l'action du calorique, en donnant d'abord de l'oxigène, de l'azote, puis ensuite de l'acide nitreux, et souvent même de suite de l'oxigène et de l'acide nitreux, particulièrement quand ils appartiennent aux dernières sections. Dans tous les cas ils laissent leurs oxides pour résidu, et ceux-ci se comportent avec le calorique comme il a été dit (180). 2° D'être tous forcés de céder leurs bases aux acides sulfurique, phosphorique, arsénique et fluorique, surtout à l'aide d'un peu de chaleur (100 degrés environ), et par là d'abandonner leur acide à l'état de vapeurs. 3° D'être capables, par l'oxigène de leur acide, d'oxider tous les métaux à l'aide du calorique, excepté ceux appartenant à la dernière section, en laissant dégager du deutoxide d'azote et de l'azote. 4° D'éprouver, étant mêlés avec du soufre, une inflammation instantanée, lorsqu'on les jette dans un creuset chauffé au rouge. Dans cette circonstance le résidu dans le creuset est formé d'un sulfate lorsque le nitrate appartient à la 2^{e} section ou est à base de magnésie, et d'un oxide s'il fait partie de la première. En général ce résidu peut contenir un oxide, un métal ou un sulfure, quand le sel est un nitrate des quatre dernières sections; et il est facile de prévoir que sa formation dépend de la température. (Voyez l'action du calorique sur les sulfures, 292 à 293).

Rang de l'affinité des bases pour l'acide nitrique.

Les bases qui ont le plus d'affinité pour l'acide nitrique sont la potasse et la soude; viennent ensuite la baryte, la strontiane, la chaux, l'ammoniaque et la magnésie.

État naturel.

Les nitrates de potasse, de chaux et de magnésie, sont les seuls nitrates qui, jusqu'à présent, aient été trouvés dans la nature. Ils s'accompagnent constamment dans les terrains salpêtrés, et même dans quelques eaux minérales.

Formation du nitre.

Il paraît que l'azote ne peut se combiner avec le gaz oxigène qu'à l'état de molécules naissantes, pour former l'acide nitrique, et par suite les nitrates; et l'on observe en effet que cette union à laquelle les terrains salpêtrés doivent leur nitre ne se fait guère en Europe que dans les lieux où sans cesse ils sont exposés aux émanations des matières animales et végétales qui se putréfient; encore il est nécessaire qu'ils soient composés de substances calcaires ou alkalines, sans lesquelles le nitre ne peut s'engendrer. Mais d'un autre côté, si l'on considère que la reproduction du salpêtre est constante dans l'Inde et les contrées méridionales de l'Afrique, etc., et qu'elle a souvent lieu dans beaucoup d'endroits où il ne s'opère point de décompositions de substances végétales ou animales, on sera porté à croire que la nature emploie des moyens dont sont encore bien éloignés les procédés suivis dans les nitrières artificielles, qui en général sont formées de couches d'un mélange de débris de végétaux et d'animaux en putréfaction, mêlées avec des terres calcaires, des cendres, etc., qu'on lessive au bout d'un temps plus ou moins considérable.

Préparation.

359. On peut, en général, se procurer tous les ni-

trates autres que les trois qui existent naturellement, par les procédés suivants, savoir : 1° en faisant digérer, à l'aide de la chaleur, un métal en limaille dans un petit excès d'acide nitrique plus ou moins étendu d'eau, selon que la combustibilité du premier est plus ou moins grande. La dissolution évaporée convenablement laisse, par refroidissement, le nitrate cristalliser. Ce procédé sert à la préparation des nitrates à bases de zinc, de cadmium, de bismuth, de deutoxide de cuivre, de plomb, d'argent, de tritoxide de fer et de mercure; seulement il faut que ce métal-ci soit en excès pour obtenir son proto-nitrate. 2° En traitant un sulfure par l'acide nitrique. Ce procédé n'est guère employé que pour faire les nitrates de baryte et de strontiane. 3° Tous les nitrates peuvent être obtenus en combinant directement l'acide nitrique avec les bases ou avec les carbonates. 4° Enfin les nitrates insolubles peuvent être préparés par la voie des doubles décompositions.

Composition. Il est démontré que dans les nitrates neutres la quantité de l'oxigène de l'oxide est à celle de l'oxigène de l'acide :: 1 : 5, et même à la quantité d'acide :: 1 : 6,77.

Usages. Les sept nitrates employés dans les arts ou dans la médecine sont à bases de baryte, de potasse, de fer, de cobalt, de bismuth, de mercure et d'argent. En les étudiant rapidement nous allons faire connaître leurs différents usages.

Du nitrate de baryte. 1.

Propriétés. 360. Le nitrate de baryte a une saveur âcre, et est soluble dans vingt parties d'eau à 0, dans douze par-

ties à 16°, et dans trois ou quatre parties de ce liquide bouillant. Par refroidissement il cristallise en octaèdres réguliers qui adhèrent souvent ensemble et prennent ainsi la forme d'étoiles. Il est inaltérable à l'air ou du moins l'est fort peu.

Sa préparation exige que l'on prenne quelques précautions que nous allons indiquer. Préparation.

361. Après avoir calciné pendant deux ou trois heures, à un violent feu de forge, dans un creuset recouvert, un mélange bien fait et bien pulvérisé de cent parties de sulfate de baryte et de seize parties de charbon, on obtient un sulfure agglutiné qu'on pulvérise de nouveau, et qu'on délaie ensuite dans une terrine avec douze ou quinze fois son poids d'eau. Une partie de ce liquide se décompose, et il en résulte qu'il contient en dissolution, par l'union de l'oxigène et de l'hydrogène de la portion d'eau décomposée avec le soufre, un sulfite et un hydrosulfate sulfuré de baryte. Jusque-là l'opération ne présente aucun danger; mais aussitôt que l'on ajoute à la dissolution l'acide nitrique étendu d'eau pour s'emparer de la baryte et former le nitrate, qu'on agite le tout avec un tube de verre, il se dégage une telle quantité de gaz hydrogène sulfuré qu'on en serait aussitôt victime si l'on n'avait la précaution de se placer entre la terrine dans laquelle on verse l'acide nitrique et un fort courant d'air, et d'enflammer l'hydrogène sulfuré avec une torche allumée au moment où il s'échappe. La liqueur chauffée à 65° est versée, ayant encore cette température, sur un filtre; on épuise le tout par des lavages à l'eau bouillante, jusqu'à ce que le liquide passe n'ayant presque plus de saveur. Toutes les li-

queurs filtrées, réunies ensemble et évaporées convenablement, laissent cristalliser par refroidissement le nitrate de baryte.

Sa purification. Comme il arrive assez souvent que les cristaux de nitrate de baryte contiennent un peu d'oxide de fer, on peut les en débarrasser en les faisant bouillir avec un excès de baryte qui en précipite l'oxide. Du reste, après avoir filtré de nouveau, on reforme les cristaux par évaporation et cristallisation.

Usages. Le nitrate de baryte est un excellent réactif pour reconnaître l'acide sulfurique libre ou combiné en dissolution. On en retire la baryte.

Du nitrate de strontiane. 2.

362. L'histoire de la préparation du nitrate de strontiane est en tout la même que celle du précédent. Seulement on enlève au sulfate de strontiane le carbonate de chaux qui l'accompagne presque toujours en le faisant digérer dans quatre fois son poids d'acide hydro-chlorique, ce qui le rend propre à être traité par le charbon.

Du nitrate de chaux. 3.

Préparation. 363. Le marbre en fragments, traité par l'acide nitrique étendu d'eau, laisse dissiper son acide et donne un nitrate calcaire artificiel qui est âcre et très déliquescent. Ce sel calciné était connu autrefois sous le nom de *phosphore de Beaudoin.* L'eau saturée de ce nitrate et une dissolution concentrée de potasse, mêlées ensemble, prennent aussitôt

l'état solide; ce qui est dû à la chaux qui se précipite et qui absorbe toute l'eau des deux liqueurs. Ce fait était connu autrefois sous le nom de *miraculum chymicum.* Miraculum chimicum.

Du nitrate de potasse. 4.

364. Le nitrate de potasse est blanc, très soluble dans l'eau, beaucoup plus à chaud qu'à froid; il cristallise en longs prismes à six pans, terminés par des pyramides hexaèdres. Ses cristaux sont demi-transparents, et ne contiennent point d'eau de cristallisation; souvent ils s'accolent de manière à former des cannelures. Ce sel a une saveur piquante assez fraîche; l'air sec n'a point d'action sur lui; exposé à l'action du calorique, il fond à 340° environ; coulé dans cet état, il forme en se refroidissant la substance connue en pharmacie sous le nom de *cristal minéral;* à une plus forte chaleur, il commence à se décomposer en donnant d'abord de l'oxigène, ce qui le fait passer à l'état de nitrite; en continuant la calcination, il donne encore de l'oxigène avec de l'azote et même un peu d'acide nitreux et laisse son oxide pour résidu (358); projeté sur des charbons allumés, il en augmente vivement la combustion. Propriétés. Cristal minéral.

On l'obtient en France en lessivant les terrains salpêtrés. Ces terrains proviennent des plâtras des vieux bâtiments, surtout des parties qui avoisinent le sol, dans les lieux humides, auprès des étables, des bergeries, etc. Ces plâtras se reconnaissent à leur aspect et à leur saveur. Les plus riches ne contiennent pas plus de cinq pour cent de nitrates à bases de po- Extraction et préparation.

tasse, de chaux et de magnésie, et renferment en outre des hydro-chlorates de chaux, de magnésie, de potasse et de soude. On les écrase, et ensuite on les passe à travers une claie, puis on les lessive : tous les différents sels précités se dissolvent; mais comme il ne s'agit que d'obtenir du nitrate de potasse, on commence par convertir les deux autres nitrates en celui-ci; on y parvient en traitant la dissolution par du sulfate de potasse et puis par de la potasse. Il en résulte, par la voie des doubles décompositions, un sulfate de chaux qui se précipite en grande partie et du nitrate de potasse qui reste en liqueur ainsi que les hydro-chlorates de soude et de potasse, et peut-être un peu des sels à bases de chaux et de magnésie. Le dépôt étant formé, on fait évaporer la liqueur après l'en avoir séparé : à mesure qu'elle s'évapore, le sel marin qui ne cristallise que par évaporation, se dépose, tandis que le nitrate de potasse, qui est beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid, cristallise, au contraire, lorsque la liqueur se refroidit. Les eaux mères renferment en grande partie les sels déliquescents que celle-ci aurait pu retenir. Le nitrate de potasse ainsi obtenu est connu sous le nom de *salpêtre brut*. Il contient encore du sel marin et des sels déliquescents. On le sépare du premier au moyen de plusieurs cristallisations successivement répétées, et des seconds en le lavant avec de petites quantités d'eau froide. Ce liquide les entraîne en les dissolvant.

Usages. Le nitrate de potasse est employé pour la fabrication de l'acide sulfurique; décomposé par ce dernier, il fournit l'acide nitrique; pulvérisé et mêlé avec le sixième de son poids de charbon en poudre et le

sixième de son poids de fleur de soufre, il constitue un mélange qui, étant battu avec de l'eau, forme la matière avec laquelle on fait la poudre de guerre.

On l'emploie en médecine comme diurétique et rafraîchissant, et en pharmacie on s'en sert pour préparer les composés connus sous les noms de *foie d'antimoine*, de *safran des métaux* ou *crocus metallorum*, d'*antimoine diaphorétique*, *lavé et non lavé*, de *fondant de Rotrou*, etc. (Voyez les pharmacopées.)

Du nitrate de fer. 5.

365. On peut obtenir le trito-nitrate de fer en versant sur de la limaille de ce métal de l'acide nitrique étendu de son poids d'eau. Il se produit une vive effervescence, un dégagement de calorique, de protoxide et de deutoxide d'azote; le fer s'oxide au *maximum*, se dissout dans la liqueur, et s'en précipite en partie. Lorsqu'après quelque temps l'action de l'acide est tout-à-fait finie, l'on décante la liqueur, qui est d'un brun rouge et incristallisable. Évaporée jusqu'à siccité, elle donne pour résidu une poudre de tritoxide de fer; étendue d'eau, elle laisse former, par le sous-carbonate de potasse en dissolution, un précipité qui se redissout en partie, et forme ce que l'on connaissait autrefois sous le nom de *teinture martiale alkaline de Stahl.*

Teinture martiale alkaline de Stahl.

En mettant peu à peu de la tournure de fer dans de l'acide nitrique convenablement affaibli, on peut obtenir une dissolution qui laisse former de très beaux cristaux de nitrate de ce métal.

Usages. Le nitrate de fer s'emploie dans quelques teintures.

Du nitrate de cobalt. 6.

366. Le nitrate de cobalt se forme à l'aide de la chaleur. La dissolution de ce métal dans l'acide nitrique est rouge, et fournit, par évaporation, des petits cristaux prismatiques de même couleur, déliquescents à l'air. Il donne par l'action du feu une poudre rouge foncée.

Préparation. La mine de cobalt de Tunaberg est composée de cobalt, d'arsenic, de fer, de soufre, et même d'un peu de nickel. Pulvérisée, grillée et bien calcinée, elle se trouve débarrassée de la plus grande partie de ses composants volatils; alors on la mêle avec la moitié de son poids de nitrate de potasse, et l'on calcine le mélange à un feu de forge pendant une heure dans un bon creuset de Hesse. Les produits sont de l'azote plus ou moins oxidé qui se dégage, et un résidu formé d'arséniate et de sulfate de potasse, d'oxides de cobalt, de nickel et de fer tritoxidé, plus un peu de potasse. En traitant ce résidu par l'eau à l'aide de la chaleur, la potasse et les deux sels solubles se dissolvent, et les oxides s'en précipitent. On les reprend et on les dissout alors à l'aide du calorique, dans un excès d'acide hydro-chlorique. Lorsqu'ils y sont dissous, on étend d'eau la dissolution, et on y verse un excès d'ammoniaque qui en précipite tout l'oxide de fer. Il n'y reste plus, comme on voit, que les hydro-chlorates de cobalt et de nickel, unis avec celui d'ammoniaque à l'état de *sels doubles*. Dans cet état la liqueur est colorée en rose par le sel de cobalt; on la

filtre et on la concentre convenablement, puis on y ajoute une forte dissolution d'hydrate de potasse, qui en dissipe l'ammoniaque et en précipite les oxides de cobalt et de nickel; après quoi on fait évaporer jusqu'à siccité pour en chasser totalement l'ammoniaque. On lave le résidu avec de l'eau chaude: ce liquide dissout la potasse et l'hydro-chlorate de cette base, et l'on obtient enfin de l'oxide de cobalt, mais mêlé encore avec celui de nickel. On les sépare par le procédé suivant, dû à M. Laugier. Il consiste à chauffer le mélange de ces deux oxides dans de l'acide oxalique liquide fort; il en résulte deux oxalates tout-à-fait insolubles. On les lave, puis on les fait chauffer doucement dans une suffisante quantité d'ammoniaque liquide, étendue de deux parties d'eau, qui, en s'y combinant, les dissout. Enfin, cette nouvelle dissolution, exposée au contact de l'air, laisse évaporer l'excès d'ammoniaque et laisse précipiter, sous la forme de petits cristaux verts, tout l'oxalate ammoniaco de nickel, et retient encore celui de cobalt qui la colore en rose. Ce dernier étant calciné, laisse l'oxide de cobalt pour résidu.

C'est en unissant directement à l'aide de la chaleur l'oxide de cobalt avec l'acide nitrique qu'on obtient le nitrate de ce métal, qui sert à préparer le sous-phosphate de même base, et par suite le beau bleu de M. Thenard. (1334.) Usages.

Du nitrate de bismuth. 7.

367. Le nitrate de bismuth est blanc, et cristallise en prismes tétraèdres terminés souvent par des som- Propriétés, préparation et usages.

mets tétraèdres. Ses cristaux peuvent être quelquefois d'un assez gros volume. On l'obtient en traitant le bismuth en poudre par de l'acide nitrique affaibli. Sa dissolution, versée peu à peu dans une grande quantité d'eau, laisse précipiter une poudre blanche qui, bien lavée, est connue sous le nom de *blanc de fard*, qu'on emploie comme cosmétique. Ce blanc rend la peau rugueuse, et noircit par le contact de l'air, contenant un peu d'hydrogène sulfuré; ce qui devrait en faire proscrire l'usage.

Blanc de fard.

Du nitrate de mercure. 8.

Propriétés.

368. Le proto-nitrate de mercure est blanc, âcre et corrosif. Ses cristaux sont des prismes tétraèdres transparents. On l'obtient en faisant bouillir de l'acide nitrique affaibli de quatre fois son poids d'eau sur un excès de mercure. Sa dissolution est sans couleur, et tache la peau en noir, tant elle est caustique. Elle laisse précipiter une poudre noire par les alkalis, et un proto-chlorure insoluble (mercure doux) par une dissolution de sel marin. Le précipité qui s'y forme en versant goutte à goutte de l'ammoniaque liquide faible est connu sous le nom de *mercure soluble d'Hahnemann*. La seule précaution à prendre est de n'en pas verser assez pour décomposer tout le proto-nitrate.

Mercure soluble d'Hahnemann.

Deuto-nitrate de mercure.

Le deuto-nitrate s'obtient sous la forme d'une masse composée de beaucoup d'aiguilles cristallines, dont plusieurs sont jaunâtres, en faisant bouillir un excès d'acide nitrique sur du mercure, jusqu'à ce que la liqueur ne se trouble plus par le sel marin en liqueur.

La dissolution tache la peau en rouge; rapprochée convenablement, c'est-à-dire en consistance sirupeuse, elle prend la forme précitée.

369. Le deuto-nitrate de mercure, broyé et mis dans de l'eau chaude, se transforme en sur-sel et en sous-sel. Le premier reste dans le liquide; le second s'en sépare sous la forme d'une poudre jaune, connue autrefois sous le nom de *turbith nitreux*. Broyé avec de la potasse et un peu d'eau, il prend une couleur de brique, ce qui sert à le différencier du proto-nitrate, qui, traité ainsi, en prend une noire; on voit que dans les deux cas l'alkali met l'oxide à nu. Turbith nitreux.

En calcinant le nitrate de mercure, on se procure le précipité rouge (deutoxide de mercure). En versant sa dissolution dans de la graisse fondue, on obtient en pharmacie la *pommade citrine*. Dans les arts on s'en sert pour feutrer les poils de lièvre et de lapin. Ce dernier procédé devient fatal aux ouvriers qui l'emploient. Usages.

Du nitrate d'argent. 9.

370. Le nitrate d'argent est incolore, âcre et très caustique, soluble dans son poids d'eau à + 16°, et dans beaucoup moins de ce liquide bouillant; inaltérable à l'air; exposé à la lumière directe du soleil, il brunit, et son oxide même se réduit en partie. Soumis dans un creuset à l'action du calorique, il se fond en perdant son eau de cristallisation, et éprouve la fusion ignée, se boursoufle et devient tout-à-fait liquide; par le refroidissement, il se prend en une masse cristallisée dans son intérieur en aiguilles. Si, Propriétés.

lorsqu'il est encore liquide, on le coule dans des moules propres à lui donner la forme de petits cylindres, il prend, en pharmacie, après cette opération, le nom de *pierre infernale* et de *nitrate d'argent fondu*, on l'appelait autrefois *caustique lunaire*. Mis sur des charbons allumés, il détone, et l'argent qui lui sert de base reste à l'état métallique à la surface du charbon.

Pierre infernale.

Préparation.

On l'obtient en chauffant doucement de l'argent pur et en limaille dans un petit excès d'acide nitrique étendu de son poids d'eau. Si celui-ci contenait de l'acide hydro-chlorique comme cela arrive quelquefois, il se précipiterait un chlorure d'argent insoluble. Si l'argent retenait un peu d'or, ce dernier se précipiterait sous la forme d'une poudre brune très foncée. Dans tous les cas, l'action de l'acide nitrique sur l'argent est très vive; il se dégage du deutoxide d'azote pendant que le métal s'oxide. La dissolution du nitrate est encore très pesante, et tellement caustique qu'elle tache en noir la peau, les cheveux et la plupart des substances animales. Cette couleur ne disparaît que par leur renouvellement.

Usages.

Le nitrate d'argent est le meilleur réactif que l'on ait pour reconnaître la présence, dans un liquide quelconque, de l'acide hydro-chlorique libre ou combiné : il forme, dans ses dissolutions et dans celles des hydro-chlorates, un précipité blanc, floconneux, insoluble dans un grand excès d'acide nitrique, et qu'une très petite quantité d'ammoniaque fait disparaître sur-le-champ.

Le nitrate d'argent fondu, ou la pierre infernale, sert en chirurgie pour ronger les chairs, etc.

371. Avant de terminer l'histoire du genre des nitrates, nous dirons que celui d'ammoniaque, employé pour obtenir le protoxide d'azote, s'obtient en versant un léger excès de sa base dans de l'acide nitrique, et en faisant ensuite évaporer la dissolution presque jusqu'à pellicule. Par refroidissement, le sel cristallise le plus souvent en longs prismes à six pans, brillants, comme satinés, qui se réunissent de manière à former des cannelures. Nitrate d'ammoniaque.

Le nitrate d'ammoniaque était connu autrefois sous le nom de *nitre inflammable.*

Des sous-nitrates.

372. Ces sels sont tous insolubles, et renferment dans leur composition deux fois, trois fois et six fois même autant de bases que les nitrates neutres; du reste ils ont été peu étudiés.

Des per-nitrites.

373. Les sels de ce genre sont, de même que les sous-nitrates, à peine connus; on sait seulement que leur acide ne peut exister isolé (239). Les espèces de ce genre qui jusqu'à présent ont été obtenues sont en très petit nombre et tout-à-fait sans usages. Ils doivent avoir pour propriétés, 1° de se décomposer par le calorique, 2° d'être tous solubles dans l'eau, comme les nitrates, et de se comporter comme ces derniers avec les corps combustibles. Nous donnerons pour exemple le per-nitrite de plomb, qu'on obtient en faisant bouillir, dans une dissolution de nitrate de plomb, un ex-

cès de ce métal en lames minces. Ce sel est d'un rouge jaunâtre, et cristallise en aiguilles : il se dissout dans 140 parties d'eau froide à + 15°.

Composition. L'oxigène de l'oxide paraît être à l'oxigène de l'acide dans les per-nitrites neutres :: 1 : 3. (M. Berzelius.)

Des nitrites.

374. Jusqu'ici on n'a pu parvenir à combiner l'acide nitreux avec les bases salifiables, de manière à former des nitrites; constamment on a obtenu, pour résultat de leur union, un nitrate et un per-nitrite.

Des chlorates.

Historique. 375. Ces sels, découverts en 1786 par Berthollet, sont le produit de l'union de l'acide chlorique avec

Propriétés générales. les bases salifiables. Ils possèdent pour principaux caractères, 1° de pouvoir être tous décomposés par l'action du calorique, même au-dessous de la chaleur rouge : ceux de la première section donnent du gaz oxigène, du chlore, qui se dégagent, et leurs oxides pour résidu; ceux des autres sections, dont on s'est occupé jusqu'à présent, fournissent seulement l'oxigène de leurs acides et de leur oxide, et un chlorure pour résidu : cependant, d'après M. Vauquelin, ils donneraient en outre un peu de chlore et souvent même un peu d'oxide. 2° D'être capables de brûler, à l'aide du calorique, tous les corps combustibles, excepté l'iode, le chlore, l'azote et les métaux de la dernière section, en produisant, avec ceux qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène, un très grand dégagement de lumière

3° De produire, lorsqu'ils sont en poudre, avec l'un des corps suivants, charbon, phosphore, soufre, sulfure d'arsenic, sulfure d'antimoine pulvérisé, etc., des mélanges qui s'enflamment et détonent fortement par le choc du marteau : voilà du moins ce que nous présentent le chlorate de potasse, dans lequel il y a beaucoup d'oxigène condensé, et le chlorate d'argent, dans lequel il y en a beaucoup moins, mais aussi qui, ayant moins d'affinité pour ce gaz, le retient avec beaucoup moins de force que le chlorate de potasse. 4° D'être susceptible de céder leurs oxides en totalité ou en partie à tous les acides puissants. 5° D'être tous solubles dans l'eau, le proto-chlorate de mercure excepté.

Rang des oxides dans leur affinité pour l'acide chlorique.

Les bases qui paraissent avoir le plus d'affinité pour l'acide chlorique, sont : la potasse, la soude ; viennent ensuite la baryte, la strontiane, la chaux, l'ammoniaque et la magnésie.

Préparation.

376. Comme on ne rencontre dans la nature aucun chlorate, on les prépare tous en faisant passer au travers de leurs bases, dissoutes ou délayées dans l'eau, un courant continuel de chlore. L'eau est décomposée ; ses deux principes s'unissent au chlore, et forment de l'acide chlorique et hydro-chlorique, qui, en se combinant à l'oxide ou à la base, donnent naissance à un chlorate et à un hydro-chlorate : on obtient quelquefois même un peu de chlorure et un dégagement de gaz oxigène ; ce dernier surtout quand les rayons solaires frappent directement l'appareil.

Composition

L'oxigène de l'oxide est, dans les chlorates neutres, à l'oxigène de l'acide :: 1 : 5, et à celui de l'acide :: 1 : 9,31.

Usages. Le chlorate de potasse seul est employé. Nous allons le décrire et en faire connaître les usages.

Du chlorate de potasse. 1.

Propriétés. 377. Le chlorate de potasse est blanc, inaltérable à l'air, soluble dans l'eau, beaucoup plus à chaud qu'à froid; car, suivant M. Gay-Lussac, 100 parties de ce liquide, à zéro, n'en dissolvent que 3,33, tandis qu'à + 104°78, elles peuvent en dissoudre 60,4 parties. Sa saveur est fraîche et légèrement acerbe. Il cristallise en lames rhomboïdales brillantes, et possède les autres propriétés du genre.

Lorsqu'à parties égales on fait un mélange de ce sel pulvérisé et de soufre ou de résine en poudre, et que l'on fait tomber dessus quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, le tout prend feu subitement. C'est sur cette propriété qu'est fondée la théorie des *briquets oxigénés*, dont les allumettes, au lieu de soufre, sont garnies du mélange précité au moyen d'un mucilage de gomme, et dont le flacon renferme l'acide sulfurique.

Briquets oxigénés.

Préparation. 378. C'est en faisant passer, sans interruption pendant quelques jours, du chlore à travers une dissolution de potasse, qu'on se procure le chlorate de cette base, et d'autant plus que la liqueur alkaline est plus concentrée : à mesure qu'il se produit, il se dépose au fond du vase. Lorsqu'on s'en est procuré suffisamment, on décante le liquide, et on lave le chlorate avec une petite quantité d'eau pour le débarrasser de l'hydro-chlorate de potasse qu'il pourrait contenir;

ensuite, pour l'avoir plus pur encore, on le fait de nouveau cristalliser.

Dans les laboratoires, on retire du chlorate de potasse de l'oxigène bien pur (59); mais pour cela il est nécessaire qu'il soit parfaitement débarrassé de chlorure alkalin; on en prépare des briquets dits *oxigénés :* les médecins le prescrivent dans quelques maladies syphilitiques. Il fait la base d'une poudre dont on se sert pour amorcer les fusils de chasse garnis de nouvelles platines. Enfin on avait voulu s'en servir pour faire la poudre de guerre, mais son emploi est trop dangereux; on y a renoncé. Usages.

Des iodates.

379. Ces sels résultent de la combinaison de l'acide iodique avec les bases salifiables. Les propriétés suivantes qu'ils possèdent les caractérisent suffisamment. 1° Ils sont tous susceptibles d'être décomposés par une chaleur rouge; le plus grand nombre alors laissent dégager de l'oxigène et de la vapeur d'iode; les autres, de l'oxigène seulement. 2° D'être plus facilement décomposés à l'aide de tous les combustibles simples, *électro-positifs*, qui ont beaucoup d'affinité pour l'oxigène. 3° D'être tous insolubles ou presque insolubles dans l'eau, excepté ceux à bases de potasse et de soude et d'ammoniaque, qui même exigent une assez grande quantité d'eau pour se dissoudre. 4° De céder tout à coup l'oxigène de leur acide aux acides sulfureux et hydro-sulfurique qui en séparent l'iode. Propriétés générales.

On a remarqué que dans les iodates la quantité Composition

d'oxigène de l'oxide est à celle de l'oxigène de l'acide : : 1 : 5, et même à la quantité d'acide : : 1 : 20,61.

Préparation. 380. Les iodates sont toujours un produit de l'art. On les prépare, 1° en combinant directement l'acide iodique avec les bases, 2° par la voie des doubles décompositions, 3° en agitant de l'iode avec une dissolution de potasse ou de soude caustique; dans ce cas-ci, l'eau est décomposée, ses deux principes constituants s'unissent à l'iode; de là de l'acide hydriodique et de l'acide iodique, et par suite un hydriodate alkalin très soluble, qui reste en dissolution, et un iodate peu soluble au contraire qui s'en précipite en grande partie; on purifie ce dernier en le traitant par de l'alcool à 0,82 de densité, qui lui enlève l'hydriodate qu'il pourrait retenir.

Les iodates sont sans usages.

Des fluates.

Historique. 381. La découverte des fluates est due à Schéele; il la fit en 1771. Ces sels ont été étudiés par plusieurs chimistes, et particulièrement par MM. Gay-Lussac et Thenard, en France, et par M. Davy, en Angleterre.

Propriétés générales. Les propriétés suivantes servent à caractériser les espèces de ce genre de sels : 1° tous les fluates, lorsqu'ils sont parfaitement secs, sont indécomposables par l'action du calorique, et entrent en fusion à une température plus ou moins élevée; 2° tous sont insolubles dans l'eau, excepté les fluates à bases de potasse, de soude, d'ammoniaque et d'argent; 3° tous sont solubles dans un excès de leur acide; 4° tous

cèdent leurs bases ou leurs oxides par l'intermède de l'eau aux acides sulfurique, phosphorique, et arsénique; tandis que, à la chaleur rouge, il n'y a que l'acide borique qui puisse les leur enlever, s'ils y sont soumis dans un état parfait de sécheresse.

La chaux paraît être l'oxide qui a le plus d'affinité pour l'acide fluorique; viennent ensuite la baryte, la strontiane, la potasse, la soude, l'ammoniaque et la magnésie.

État naturel. Le fluate de chaux, le fluate de cérium, le fluate double de cérium et d'yttria, le fluate double d'alumine et de soude, sont les seules espèces de ce genre de sel qui aient été trouvées dans la nature; celui de chaux est très commun.

Composition. Suivant M. Berzelius, la quantité de l'oxigène des oxides, dans les fluates, est à celle de leur acide :: 1 : 1,374.

Préparation. Les fluates s'obtiennent, 1° en combinant directement leur acide avec leurs bases; 2° par la voie des doubles décompositions, lorsqu'il ne doit pas en résulter des sels doubles avec les fluates de potasse, de soude et d'ammoniaque qui servent en dissolution à les préparer.

Usages. De tous les fluates, celui de chaux est le seul employé. On s'en sert pour obtenir l'acide fluorique (249 et 250) et quelquefois comme fondant dans l'extraction des métaux.

Du fluate de chaux. 1.

État naturel, propriétés, etc. 382. Le fluate de chaux se trouve en France, dans le département de l'Allier, du Puy-de-Dôme;

en Allemagne, en Saxe, en Angleterre, etc.; on le rencontre fréquemment cristallisé en cubes, dont quelquefois les bords sont tronqués; la forme de sa molécule intégrante est le tétraèdre régulier; il est insipide, inaltérable à l'air, et pèse spécifiquement 3,15. Chauffé, il décrépite et luit fortement dans l'obscurité; il émet même cette lumière, étant placé sous l'eau; à une plus haute température que celle nécessaire pour lui faire développer sa propriété phosphorescente, il se fond en un verre transparent, ce qui l'a fait nommer autrefois *spath fluor*.

Lorsque ce sel a été conservé chaud pendant quelque temps, il perd sa faculté phosphorescente, et cependant il n'éprouve rien dans ses autres propriétés. On ne peut la lui rendre qu'en le décomposant par l'acide sulfurique, et en le formant de nouveau. On ne sait trop à quoi attribuer cette phosphorescence.

Des arséniates.

Propriétés générales.

383. L'acide arsénique, en se combinant aux oxides, forme des sels qui, en général, possèdent les propriétés suivantes: 1° d'être tous susceptibles de résister à l'action du calorique, excepté ceux dont les oxides peuvent absorber l'oxigène à une haute température, et ceux des deux dernières sections qui peuvent se réduire spontanément.

Dans le premier cas, l'acide cède à l'oxide une partie de son oxigène, et se dégage à l'état de deutoxide d'arsenic (acide arsénieux[1]). Dans le second, l'acide se décompose en partie et l'oxide en totalité. Du gaz oxigène, du deutoxide d'arsenic, et le métal pour ré-

sidu en sont les produits. 2° D'être tous décomposés par le charbon, à l'aide du calorique, en donnant pour produit toujours de l'arsenic, et un métal ou un oxide, etc., selon l'action du carbone sur les oxides métalliques à une haute température (183). 3° D'être encore décomposés par l'acide sulfurique à une chaleur peu élevée, surtout lorsqu'il en résulte un sulfate insoluble. 4° D'être tous, à peu près, insolubles dans l'eau, excepté ceux à bases de potasse, de soude et d'ammoniaque, qui y sont très solubles, et, en général, de le devenir par un excès de leur acide. Il n'y a, à cet égard, que peu d'exceptions, celui de bismuth par exemple. 5° De pouvoir à l'état neutre, lorsqu'ils sont solubles dans l'eau, verdir le sirop de violettes, et se transformer par l'évaporation de leur dissolution dans ce liquide en sur-sels ou *bi-arséniates*, et en sous-sels.

État naturel. Les arséniates, à bases de fer, de cuivre, de cobalt et de nickel, sont les seules espèces de ce genre qui, jusqu'à présent, aient été trouvées dans la nature.

Composition. La quantité d'oxigène est, dans les arséniates neutres, à celle de l'oxigène de leur acide : : 2 : 5, et à la quantité d'acide même : : 1 : 7,204. Les arséniates acides ou sur-sels contiennent, pour la même quantité de base, deux fois autant d'acide que les arséniates neutres.

Préparation. 384. Tous les arséniates connus s'obtiennent par la voie des doubles décompositions. Les autres peuvent être préparés en combinant directement leurs acides avec leurs bases. Ordinairement, pour obtenir ceux de potasse et de soude, on calcine, dans un creuset jusqu'au rouge, un mélange fait, à parties

égales, de nitrate de potasse ou de nitrate de soude, et de deutoxide d'arsenic. Ensuite on dissout le résidu dans l'eau ; l'on fait évaporer convenablement, et par refroidissement l'un ou l'autre cristallise.

Usages. Un seul arséniate est employé, c'est celui de potasse.

De l'arséniate de potasse. 1.

Propriétés. 385. En saturant par la potasse l'acide arsénique on obtient un sel, regardé comme neutre, qui refuse de cristalliser. Ce sel verdit le sirop de violettes, quoiqu'il soit sans action sur la teinture de tournesol; il cède très facilement une portion de sa base aux acides les plus faibles pour prendre l'état d'arséniate acide, qui lui permet de cristalliser en prismes à quatre pans terminés par des pyramides à quatre faces. Cristallisé ainsi, si on le chauffe fortement, il perd une portion de son acide, et redevient arséniate neutre.

Historique et propriétés. L'arséniate acide ou bi-arséniate de potasse était connu autrefois sous le nom de *sel arsenical de Macquer.* Schéele le premier reconnut sa composition. Il est très soluble dans l'eau plus à chaud qu'à froid, et cristallise en prismes à quatre pans terminés par des pyramides à quatre faces dont les arêtes correspondent à celle du prisme. C'est un violent poison ; cependant quelques médecins ont osé l'administrer contre les fièvres intermittentes rebelles.

Usages.

Préparation. On le prépare en calcinant, comme nous l'avons dit, parties égales de deutoxide d'arsenic et de nitrate de potasse, etc.

Des arsénites.

386. Le deutoxide d'arsenic peut former avec les bases une union de laquelle résultent des sels appelés arsénites. Ces sels ont, en général, les propriétés suivantes : ils se décomposent par une chaleur élevée ; l'acide arsénieux se volatilise, et les oxides à cette température se comportent comme nous le savons, excepté ceux de potasse et de soude qui absorbent l'oxigène d'une portion de l'acide, et prennent l'état d'arséniates, en laissant dégager l'arsenic de la portion décomposée : du reste, ils se comportent avec le charbon comme les arséniates, si ce n'est que leur décomposition est plus facile à opérer. Caractères des arsénites.

Il n'y a de solubles dans l'eau que les trois arsenites de potasse, de soude et d'ammoniaque ; plusieurs autres peuvent le devenir par un excès de leur acide, tels sont ceux de chaux, de baryte, de strontiane.

Un sel arsénite a été trouvé dans la nature, c'est celui du plomb. État naturel.

Les trois arsénites solubles sont incristallisables et se préparent en traitant à l'aide de la chaleur un excès de leur acide par l'une de ces trois bases. Les autres s'obtiennent par la voie des doubles décompositions. Préparation.

La quantité de l'oxigène dans les oxides des arsénites est à celle de l'oxigène de l'acide :: 1 : 3, et à la quantité d'acide même :: 1 : 12,407. Composition

L'arsénite de cuivre est le seul employé : il fait partie du vert de Schéele, qu'on emploie dans les fabriques de papiers peints. Usages.

Des chromates.

Historique. 387. La découverte des chromates est due à M. Vauquelin; il la fit en 1797. Ces sels sont le résultat de l'union des bases avec l'acide chromique.

Leurs caractères. Les principales propriétés qui les caractérisent sont, 1° d'être décomposables par une chaleur élevée, excepté le chromate de potasse, et peut-être les autres de sa section; 2° de l'être tous par le charbon à l'aide du calorique; 3° de céder, à la température ordinaire ou un peu élevée, leur base à l'acide sulfurique concentré qui met le leur en liberté; 4° d'être tous insolubles dans l'eau, excepté ceux de potasse, de soude, de strontiane, de chaux, de magnésie, de protoxide de nickel et de cobalt; 5° d'être tous colorés, lorsque leurs oxides le sont eux-mêmes.

État naturel. Le chromate de plomb est le seul qui, jusqu'à présent, ait été trouvé dans la nature. Il existe dans un minéral très rare, connu vulgairement sous le nom de *plomb rouge de Sibérie.*

Préparation. 388. On se procure tous les chromates insolubles par la voie des doubles décompositions, en se servant de celui de potasse qu'on obtient par le procédé suivant.

La mine de chrôme que l'on trouve dans le département du Var est formée d'oxides de chrôme et de fer enveloppés dans une gangue de silice, d'alumine et de magnésie; on en pulvérise parfaitement une partie, qu'on mêle ensuite intimement avec son poids de nitre. Ce mélange, calciné dans un creuset pendant trois quarts d'heure à la chaleur rouge, laisse pour

résidu une matière jaune, poreuse, à demi fondue, adhérant fortement au creuset. On la retire en brisant celui-ci, et on la réduit en poudre de nouveau; après quoi on la fait bouillir dans douze parties d'eau pendant une demi-heure, et on laisse déposer la liqueur que l'on filtre ensuite. Le dépôt est repris, et l'on fait bouillir successivement de nouvelle eau dessus, jusqu'à ce qu'il cesse de la colorer en jaune. Les liqueurs réunies, évaporées convenablement, laissent cristalliser le chromate de potasse, qu'on purifie de l'alumine et de la silice qu'il aurait pu entraîner par de nouvelles cristallisations.

Préparation des chromates solubles.

Le chromate de soude s'obtient par le même procédé, en remplaçant le nitrate de potasse par celui de soude[1].

Usages.

Par la suite, beaucoup de chromates seront probablement employés en peinture à cause de leurs différentes couleurs; mais aujourd'hui celui de plomb est le seul dont on fasse usage dans les arts. Il est d'un très beau jaune, et sert à donner sa couleur sur toile et sur les porcelaines, et particulièrement sur les caisses des voitures. On l'obtient en versant une dissolution de chromate de potasse neutre dans une solution d'acétate de plomb du commerce.

Composition

Dans les chromates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide :: 1 : 3, et à l'acide même :: 1 : 6,518. (Berzelius.)

[1] Les cinq autres s'obtiennent en faisant bouillir un excès de chromate de plomb avec un hydrate de leurs bases.

Des columbates, des molybdates et des tungstates.

Columbates. 389. Les columbates ont été découverts par M. Hatchett : ils sont sans usages et à peine connus ; on n'a même guère étudié que ceux de potasse et de soude, qu'on obtient en combinant directement l'acide columbique avec ces deux bases. Cet acide ne peut s'unir avec l'ammoniaque.

Molybdates. Les molybdates ont été découverts par Schéele : ils sont, de même que les columbates, très peu connus et sans usages. On les obtient en combinant aussi directement leur acide avec la potasse, la soude et l'ammoniaque. Les trois molybdates qui en résultent étant très solubles, servent à préparer les autres par la voie des doubles décompositions.

Tungstates. Les tungstates ont été obtenus pour la première fois par Schéele en 1781. Ils sont tous sans usages. On obtient ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque, qui sont très solubles, en combinant ces trois bases directement avec l'acide tungstique. Les autres se préparent par la voie des doubles décompositions.

CHAPITRE III.

Des sels produits par l'union des hydracides avec les bases salifiables.

390. Les oxides ne s'unissent pas tous avec les hydracides de manière à former des sels; on remarque que beaucoup d'entre eux éprouvent avec ces corps une décomposition réciproque, lorsqu'on les combine ensemble. L'hydracide alors, par son hydrogène, sert de combustible; l'oxide fournit l'oxigène, et il en résulte de l'eau, tandis que la base de l'hydracide avec le métal désoxidé donnent naissance à un chlorure, un iodure, un sulfure, et quelquefois à un hydro-sulfate sulfuré, ou un cyanure, etc., selon la nature de l'hydracide. Ce sont particulièrement les oxides, dont les éléments n'ont pas beaucoup d'affinité l'un pour l'autre, et les hydracides faibles, qui sont dans ce cas. Aussi il n'y a que le protoxide de mercure et l'oxide d'argent qui refusent de former un hydro-chlorate avec l'acide hydro-chlorique, et qui constamment brûlent son hydrogène et produisent avec son radical deux chlorures tout-à-fait insolubles, tandis qu'au contraire tous les oxides refusent de s'unir avec l'acide hydro-sulfurique, de manière à former des hydro-sulfates, excepté ceux de la 2e section, celui de magnésie de la première, et ceux de zinc, d'étain, et les protoxides de manga- Généralités.

nèse et de fer de la 3e, et le protoxide d'antimoine de la 4e (406).

Des hydro-chlorates.

Propriétés générales.

391. Ces sels, connus autrefois sous le nom de *muriates*, sont le résultat de l'union de l'acide hydro-chlorique avec les bases salifiables. Leurs principaux caractères sont, 1° de pouvoir être décomposés à froid, ou à l'aide d'un peu de chaleur par l'acide sulfurique, en laissant dégager leur acide et en produisant une plus ou moins vive effervescence; 2° de céder encore leurs bases aux acides phosphorique et arsénique, lorsqu'avec ces corps on les fait bouillir dans l'eau; 3° de donner pour produits, lorsqu'on les décompose par un excès d'acide nitrique, un nitrate de l'acide nitreux et du chlore; 4° d'éprouver par l'action du calorique les changements suivants: ceux de la première section se transforment en gaz acide hydro-chlorique et laissent leur oxide pour résidu; ceux de la dernière section se changent en eau, en chlore, et en métal revivifié pour résidu; celui de chrôme est même dans ce cas; les autres, en général, se changent en eau par l'union de l'hydrogène, de l'acide et de l'oxigène des oxides, et en chlorures par la combinaison des métaux et du chlore qui en proviennent. D'où il suit que, lorsque l'on fait dissoudre ces chlorures dans l'eau, ils en décomposent une partie pour redevenir hydro-chlorates. Plusieurs de ceux-ci prennent l'état de chlorures par le fait seul de la cristallisation.

État naturel.

Les hydro-chlorates à bases de soude, de potasse,

de chaux et de magnésie, sont les seuls qui, jusqu'à présent, aient été trouvés dans la nature. Celui de soude ou *sel marin* est très commun.

392. On emploie six procédés pour obtenir les hydro-chlorates, et par suite les chlorures, puisque ceux-ci ne sont que des hydro-chlorates privés entièrement d'eau (298): 1^er^ en traitant à la chaleur du bain de sable un excès de métal en limaille par de l'acide hydro-chlorique dans un matras, on se procure ainsi les proto-hydro-chlorates de fer et d'étain, et l'hydro-chlorate de zinc; 2^e^ en faisant digérer un excès d'eau régale sur un métal divisé, on prépare de cette manière les deuto-hydro-chlorates d'étain, d'or, de platine, de protoxide, d'antimoine, de bismuth et de palladium; 3^e^ en traitant un sulfure par l'acide hydro-chlorique; on se sert de ce procédé pour obtenir les hydro-chlorates de baryte et de strontiane, en prenant les mêmes précautions que celles prises dans la préparation des nitrates de ces deux bases; 4^e^ en sublimant dans des matras à fond plat un mélange bien broyé de 1 à 2 parties de sublimé corrosif (deuto-chlorure de mercure) avec une de métal très divisé; ce procédé s'emploie pour préparer les chlorures très volatils, tels que ceux de mercure, le proto-chlorure d'antimoine, et le deuto-chlorure d'étain; 5^e^ par la voie des doubles décompositions on obtient le chlorure d'argent, et le proto-chlorure de mercure, et ceux de barium et de strontium; 6^e^ tous les autres hydro-chlorates se préparent en traitant les carbonates ou oxides de leurs bases par de l'acide hydro-chlorique. Préparation.

L'oxigène des oxides dans les hydro-chlorates est, Composition

en volume, à l'acide hydro-chlorique :: 1 : 4, et en poids :: 1 : 4,526.

Usages. Les dix hydro-chlorates suivants, ou leurs chlorures, sont les seuls qui, jusqu'à ce jour, aient été employés; ils sont à bases de baryte, de chaux, de potasse, de soude, d'ammoniaque, d'étain, d'antimoine, de bismuth, de mercure et d'or.

De l'hydro-chlorate de baryte. 1.

Historique. 393. L'hydro-chlorate de baryte était connu autrefois sous le nom de *muriate de baryte.* Ce fut Schéele qui examina le premier les propriétés de ce sel.

Propriétés. L'hydro-chlorate de baryte a une saveur âcre, piquante; c'est un poison, comme tous les sels solubles de cette base. 100 p. d'eau à 15,64° en peuvent dissoudre 34 86. Il est plus soluble dans l'eau bouillante; évaporé convenablement, il se transforme, par l'acte de la cristallisation, en chlorure, qui cristallise en prismes à quatre pans à bases carrées, peu épais, très larges, le plus souvent en tables. Ces cristaux décrépitent au feu. Ce sel peut s'obtenir comme nous l'avons dit.

Usages. On l'emploie en médecine contre les scrofules, et dans les laboratoires pour reconnaître dans un liquide quelconque de l'acide sulfurique ou un sulfate.

De l'hydro-chlorate de chaux. 2.

Propriétés. 394. L'hydro-chlorate de chaux est âcre, piquant, déliquescent, soluble dans le quart de son poids d'eau

à 15°, et beaucoup plus soluble dans l'eau bouillante. Sa dissolution rapprochée peut cristalliser, surtout dans l'hiver, en prismes à six pans striés, terminés par des pyramides très aiguës. Sa densité est de 1,76. L'alcool le dissout aussi en produisant une espèce d'ébullition; chauffé fortement, il éprouve la fusion aqueuse, se dessèche, fond de nouveau (fusion ignée). Coulé alors, il reprend l'état solide par le refroidissement; ce chlorure fondu est, lorsqu'on le frotte, lumineux dans l'obscurité. Cette propriété, remarquée pour la première fois par Homberg, lui avait fait donner le nom de *phosphore de Homberg*. Phosphore de Homberg.

On l'obtient en traitant le carbonate de chaux par l'acide hydro-chlorique; mais le plus ordinairement on fait dissoudre dans l'eau celui qui se forme par la décomposition de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, traité par la chaux pour se procurer l'ammoniaque, et l'on rapproche la dissolution convenablement pour la forcer à cristalliser. Celui qu'on prépare ainsi était connu autrefois sous le nom d'*ammoniaque fixée*. Préparation.

De l'hydro-chlorate de potasse. 3.

346. Connu autrefois sous le nom de *sel fébrifuge* ou *digestif* de Sylvius, sel que Boërhaave appela *sel marin régénéré*, l'hydro-chlorate de potasse, que M. Humphry Davy a voulu qu'on appelât *potassane*, est incolore, soluble dans 3 fois son poids d'eau froide et dans beaucoup moins d'eau bouillante. En cristallisant il prend l'état de chlorure, dont les cristaux sont des prismes à quatre pans; sa saveur est amère, et cependant a quelque chose de celle du Historique. Propriétés.

sel marin. Lorsqu'il se dissout dans l'eau, il y opère une production de froid très sensible. Il ne cristallise bien que par évaporation spontanée. On l'obtient par le 6e procédé.

Usages. On l'emploie encore quelquefois en médecine.

De l'hydro-chlorate de soude. 4.

395. L'hydro-chlorate de soude, ou *sel marin*, *sel commun*, est si abondamment répandu dans la nature que les chimistes n'ont jamais eu besoin de le former pour les besoins des arts ou de la médecine.

Propriétés. Ce sel a une saveur franchement salée, qui plaît à tous les animaux. Il est soluble dans 2,82 fois son poids d'eau bouillante et dans presque autant d'eau froide. Sa dissolution est incolore, et laisse former, par évaporation spontanée, des cristaux qui affectent la forme de cubes, et qui, suivant Haüy, est celle de leur molécule primitive. Les cristaux de ce sel, lorsqu'ils cristallisent dans l'urine, sont des octaèdres, ainsi que M. Vauquelin et Fourcroy l'ont observé.

État naturel. Ce sel existe dans plusieurs fontaines salées et dans les eaux de la mer ; on l'en retire par évaporation.

En Europe, en Afrique, en Asie et en Amérique il existe un très grand nombre de mines de sel commun à l'état solide ou *gemme*, qui tantôt se rencontrent, comme celles de Pologne, à de grandes profondeurs, tantôt à la surface de la terre, comme plusieurs mines situées en Afrique, et tantôt à des hauteurs considérables, comme celles des Cordillières en Amérique. Dans tous les cas ce sel est accompagné de sulfate et

carbonate de chaux, etc.; on l'en sépare par la dissolution dans l'eau, et la cristallisation.

De l'hydro-chlorate d'ammoniaque. 5.

396. L'hydrochlorate d'ammoniaque, connu depuis plusieurs siècles sous le nom de *sel ammoniac*, parce que l'on a dit, d'après Pline, qu'on le trouvait aux environs du temple de *Jupiter Ammon*, nous venait autrefois d'Égypte ; mais on le fabrique actuellement en France et en Angleterre. Historique.

Ce sel est blanc, volatil; sa saveur est piquante : il se dissout dans trois parties d'eau froide, et dans beaucoup moins de ce liquide à 100°. Sa dissolution laisse ordinairement cristalliser en pyramides tétraèdres : ses cristaux prennent souvent aussi la forme de pyramides hexaèdres allongées, réunies en forme de barbes de plume. Exposé à l'action du calorique, il éprouve la fusion aqueuse, bout, se dessèche et se réduit en vapeurs blanches; d'où il suit qu'on peut le sublimer. Propriétés.

Le sel ammoniac se rencontre dans le commerce sous la forme de pains ou gâteaux ronds, assez durs et un peu élastiques, de couleur blanche grisâtre.

Il paraît qu'il se forme dans les urines de l'homme, et particulièrement dans la fiente des chameaux. État naturel.

En Égypte, on brûle la fiente des chameaux dans des cheminées, et on en ramasse la suie, qu'on chauffe dans de grands ballons de verre pour en sublimer le sel ammoniac. Préparation en Égypte.

En France, pour l'obtenir, on traite le sous-carbonate d'ammoniaque par le sulfate de chaux et l'eau à Préparation en France.

l'ébullition : un sous-carbonate de chaux insoluble, un sulfate d'ammoniaque soluble en sont les produits. Celui-ci repris, évaporé et mêlé avec le sel marin, laisse sublimer le sel ammoniac (hydro-chlorate d'ammoniaque), et le résidu est un sulfate de soude.

Usages. Ce sel fournit l'ammoniaque, et par suite les sels de cette base : on s'en sert pour décaper le cuivre au moment de l'étamer, et quelquefois en teinture : en médecine il est regardé comme stimulant.

De l'hydro-chlorate d'étain. 6.

Propriétés. 397. Le proto-hydro-chlorate d'étain cristallisé, est regardé comme un chlorure par plusieurs chimistes. Il est blanc, soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid : sa dissolution rougit le papier de tournesol, et laisse former, étant en contact avec l'air, un précipité qui paraît être composé de deutoxide d'étain et de deuto-chlorure de ce métal. On l'obtient en traitant l'étain pur et en grenaille par l'acide hydro-chlorique, et en évaporant convenablement la dissolution, qui cristallise par refroidissement. Pendant que l'étain se dissout, il s'oxide par l'oxigène d'une portion de l'eau qui se décompose; d'où l'on voit qu'il doit se dégager de l'hydrogène (premier procédé).

Usages. La dissolution de proto-hydro-chlorate d'étain a tellement d'affinité pour l'oxigène, qu'elle l'enlève à une foule de corps. Ainsi versée, 1° dans les acides nitrique et n treux, elle y forme un précipité de deutoxide d'étain et de deuto-chlorure, en produisant un grand

dégagement de deutoxide d'azote; 2° dans les acides sulfureux, chromique, arsénique, etc., elle y produit sur-le-champ des précipités formés de soufre avec le premier, d'oxide vert avec le second et d'oxide blanc avec le troisième. C'est cette principale propriété qui fait qu'on l'emploie dans les fabriques de toiles peintes pour enlever certaines couleurs sur toiles. C'est en versant de cette dissolution faible dans une dissolution également faible d'hydro-chlorate d'or qu'on se procure le *précipité pourpre de Cassius*, dont on obtient les belles couleurs rose et violette sur la porcelaine.

Précipité pourpre de Cassius.

398. L'hydro-chlorate de deutoxide d'étain est blanc, styptique, déliquescent. Sa dissolution rougit le papier de tournesol, et cristallise, quand elle est convenablement concentrée, en petites aiguilles. Il diffère essentiellement du premier, en ce qu'il n'enlève de l'oxigène à aucun corps. On peut le former en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution de proto-hydro-chlorate de sa base, ou en traitant l'étain par l'eau régale (deuxième procédé).

Deuto-hydro-chlorate d'étain.

En le soumettant à l'action de la chaleur, on ne lui fait pas prendre l'état de chlorure. Si l'expérience se fait en vase clos, de l'eau, de l'acide hydro-chlorique, un chlorure qui se volatilise, et un oxide fixe pour résidu, en sont les produits.

Le deuto-chlorure d'étain a été connu pendant long-temps sous le nom de *liqueur fumante de Libavius*, du nom de ce chimiste, qui vivait dans le seizième siècle.

Deuto-chlorure d'étain.

Pour l'obtenir on distille, à une douce chaleur, dans une cornue, un mélange fait à poids égaux de sublimé corrosif (deuto-chlorure de mercure), et d'un amal-

game pulvérisé et formé d'une partie de mercure et de trois d'étain. Le deuto-chlorure passe dans le récipient, en se formant sous la forme de vapeurs blanches très épaisses, où il se condense. Le liquide qui en provient est limpide et sans couleur, extrêmement volatil, d'une odeur piquante et très désagréable, fumant fortement à l'air, et passant à l'état d'hydrochlorate par l'eau, qui lui ôte sa propriété de répandre des fumées blanches dans l'air, et qui lui donne la faculté de se solidifier ou de cristalliser.

Usages. L'hydro-chlorate de deutoxide d'étain est employé comme mordant dans la teinture écarlate.

Du proto-hydro-chlorate, et proto-chlorure d'antimoine. 7.

Proto-chlorure et sa préparation. 399. Lorsque l'on met dans un ballon plein de chlore gazeux de l'antimoine en poudre, celui-ci prend feu et se change en absorbant du chlore en chlorure d'antimoine. Ce chlorure s'obtient ordinairement par plusieurs procédés : 1° en distillant un mélange de deux parties de deuto-chlorure de mercure (sublimé corrosif) et d'une partie d'antimoine en poudre. Le produit est une masse d'un blanc grisâtre, ayant la consistance de la graisse, quelquefois cristallisée en tétraèdres : cette substance était connue autrefois sous le nom de *beurre d'antimoine*. 2° En traitant l'antimoine pulvérisé par l'eau régale faite avec une partie d'acide nitrique à 39°, et quatre parties d'acide hydro-chlorique à 22°, distillant ensuite et recueillant la liqueur dans un nouveau récipient lorsqu'elle prend la consistante oléagineuse. 3° En faisant passer un

courant continuel de chlore au travers de petits fragments d'antimoine convenablement chauffés : le chlorure se forme presque tout à coup, et on le recueille très facilement.

Lorsque l'on dissout dans l'eau le chlorure, il prend l'état d'hydro-chlorate, et forme un liquide incolore très caustique, rougissant fortement le tournesol, et pouvant, par la chaleur, redevenir proto-chlorure. Proto-hydro-chlorate.

En médecine on l'emploie comme escarotique. Usages.

Du chlorure de bismuth. 8.

400. Le chlorure de bismuth était connu sous le nom de *beurre de bismuth*. Ce sel est incolore, rougissant la teinture de tournesol et cristallisant assez facilement. On l'obtient en distillant un mélange fait à parties égales de deuto-chlorure de mercure et de bismuth en poudre. Ce chlorure se vaporise au-dessous de la chaleur rouge, et coule dans le récipient comme le ferait du beurre fondu ; exposé à l'air il en attire l'humidité ; mis dans l'eau il ne s'y dissout pas ; versé dans une grande quantité de ce liquide, il se transforme en oxide (blanc de fard) comme le nitrate de sa base. Propriétés et usages.

Du chlorure de mercure. 9.

401. Le proto-chlorure de mercure a été connu sous les noms de *calomel*, *panacée mercurielle*, *mercure doux*, *muriate de mercure doux*, et sous beaucoup de noms latins, comme ceux de *aquila alba*, *aquila mitigata*, *draco mitigatus*, etc. Ce Historique.

Propriétés. sel est blanc, sans saveur, volatil, inaltérable à l'air, tout-à-fait insoluble dans l'eau, cristallisant par le fait de la sublimation en prismes tétraèdres terminés par des pyramides. Sa densité est de 7, 1758. Schéele a découvert qu'en le frottant dans l'obscurité il devenait phosphorescent. La lumière paraît être la cause de la couleur jaune brunâtre qu'il prend en vieillissant, surtout quand il est en poudre. Les alkalis à l'aide d'un peu d'eau, lorsqu'on les triture avec lui, le décomposent et il devient noir alors, ce qui sert à le reconnaître du deuto-chlorure, qui, dans les mêmes circonstances, devient rouge de

Préparation. brique.

402. Trois procédés sont employés pour préparer le proto-chlorure de mercure: le premier consiste à verser une solution de sel marin purifié dans une dissolution faible de proto-nitrate de mercure, jusqu'à ce qu'il ne s'y produise plus de précipité. Ce précipité, lavé avec de l'eau bouillante pour en séparer le deuto-chlorure qui aurait pu se former, est le proto-chlorure pur. On pratique le deuxième en sublimant un mélange de sulfate acide de mercure et de sel marin dans des matras à fonds plats. On exécute le troisième en triturant ensemble parties égales de mercure et de deuto-chlorure de ce métal, humecté légèrement; lorsque le métal a perdu sa forme métallique, on sublime le mélange dans des matras. Dans tous les cas, la sublimation doit se faire sous une cheminée ou en plein air, et le mercure doux obtenu doit être lavé

Usages. avec de l'eau bouillante.

Ce sel est employé en médecine comme antisyphilitique, comme vermifuge, etc.; on en fait des

pilules, des pommades ophthalmiques, des cérats, etc. C'est un purgatif.

403. Le deuto-chlorure de mercure était très connu des alchimistes, et au nombre de leurs secrets. Avicennes, qui vivait vers le milieu du onzième siècle, en fait mention; Albert-le-Grand l'a décrit avec beaucoup de précision; Bergmann ne compte pas moins de quatorze procédés pour l'obtenir. Il était connu autrefois sous les noms de *sublimé corrosif*, de *muriate sur-oxigéné de mercure*, etc. Deuto-chlorure.

Ce sel s'obtient ordinairement par la sublimation, dans des matras à fonds plats, d'un mélange fait à parties égales de deuto-nitrate de mercure desséché, de sel marin purifié et décrépité, et de sulfate de fer calciné, ou bien encore, selon Kunckel, d'un mélange à parties égales de per-sulfates acides de mercure et de sel marin décrépité. Il est bon d'ajouter dans ce procédé-ci une partie d'oxide de manganèse. Dans tous les cas, on remplit la moitié de la capacité des matras de l'un ou l'autre mélange, et l'on procède à la sublimation, en plaçant les vases dans un bain de sable que l'on chauffe progressivement jusqu'au rouge. D'après Fourcroy, on peut aussi obtenir ce deuto-chlorure de mercure en faisant passer un courant continuel de chlore à travers une dissolution de nitrate de ce métal; alors, par la cristallisation, la liqueur évaporée convenablement donne des cristaux de sublimé corrosif. Préparation.

Ce sel, obtenu par la sublimation, a la forme d'une masse blanche demi-transparente, composée d'un grand nombre d'aiguilles prismatiques; sa saveur est styptique, métallique, âcre, et très désagréable: il Propriétés.

laisse dans la bouche cette sensation pendant longtemps ; c'est un poison très dangereux, même à la dose de plusieurs grains ; il donne la mort en corrodant les membranes de l'estomac et des intestins. [1] Il est soluble dans 25 à 30 parties d'eau froide, et, suivant Macquer, ce liquide en ébullition par le calorique peut en dissoudre la moitié de son poids; il est beaucoup plus soluble dans l'alcool ; en dissolution dans l'eau, il passe à l'état d'hydro-chlorate, et celle-ci laisse former par évaporation et refroidissement des cristaux, qui affectent la forme de cubes ou celle de prismes quadrangulaires à pans alternativement larges et étroits. Sa densité est de 5,398 ; il est soluble dans les acides sulfurique, nitrique, et hydro-chlorique ; d'où on peut le retirer sans altération par évaporation.

Employé comme réactif.

Comme le deuto-chlorure de mercure peut, ainsi que ce proto-chlorure, être décomposé par la potasse, la soude, etc., on l'emploie pour reconnaître, comme réactif, la présence d'un de ces alkalis dans une dissolution, où il forme de suite un précipité rouge de brique, et par conséquent ceux-ci peuvent aussi le faire reconnaître en solution par ce même caractère.

Usages.

On l'emploie généralement contre les maladies syphilitiques, en dissolution dans l'eau, ou dans le sirop de Cuisinier, même en poudre dans des pastilles à très petites doses. Pris à l'intérieur, son usage médical guérit, sans doute, de ces sortes de maladies, mais il altère plus ou moins la constitution de ceux qui le prennent. On peut conserver les cadavres,

[1] C'est un réactif sensible pour découvrir la présence de l'albumine ; celle-ci est son meilleur antidote.

bien vidés et lavés, indéfiniment, en les plongeant et les abandonnant pendant un temps plus au moins considérable dans une forte dissolution aqueuse de sublimé corrosif (M. Chaussier). La chair y devient, ainsi que la peau, dure comme du bois, jaunâtre, même brune avec le temps, et imputrescible.

Du chlorure d'argent. 10.

404. Le chlorure d'argent, appelé autrefois *argent corné*, et *muriate d'argent*, est blanc, insipide et tout-à-fait insoluble dans l'eau; car, suivant Monnet, 3072 parties d'eau n'en dissolvent qu'une partie; il en est à peu près de même dans les acides les plus forts et les plus concentrés. L'ammoniaque le dissout facilement, lorsque particulièrement on a détruit sa cohésion en le pulvérisant. Soumis à l'action du calorique, il se fond à 260° centigrades, et si on le laisse refroidir il se prend en masse demi-transparente, ayant de la ressemblance avec la corne, ce qui le faisait nommer autrefois *argent corné*, ou *lune cornée*. A une plus haute température, il passerait à travers les pores d'un creuset de terre. Historique. Propriétés.

On l'obtient en versant une dissolution de sel marin dans une dissolution d'un sel d'argent quelconque. Préparation.

On s'en sert pour obtenir de l'argent pur en le calcinant fortement avec son poids de potasse caustique, qui s'empare du chlore, et met le métal à nu. Usages.

Des hydriodates.

405. L'acide hydriodique peut s'unir à la plupart des bases salifiables. Il résulte de cette union des sels Leurs caractères.

qu'ils possèdent les propriétés suivantes : 1° ils sont tous solubles dans l'eau, et leur dissolution peut se charger d'iode en se colorant en rouge brun foncé; 2° ils sont tous susceptibles d'être décomposés par les acides sulfurique concentré, nitrique et par le chlore. Le premier en brûle l'hydrogène par une partie de son oxigène, d'où il provient de l'iode et de l'acide sulfureux. Le second agit encore de même, mais alors c'est du deutoxide d'azote ou de l'acide nitreux qui se dégage. Le chlore forme de l'acide hydrochlorique, et met aussi l'iode en liberté. Aucun hydriodate n'existe dans la nature, du moins jusqu'à présent on n'en a trouvé aucun.

État naturel. L'hydriodate de potasse se retire des eaux mères de la lessive des soudes de vareck. Existe-t-il tout formé dans ce genre de fucus, ou se produit-il pendant leur combustion?

Préparation. On peut obtenir ceux de la deuxième section en traitant l'iode par l'eau et les oxides de cette section; les autres se préparent en combinant directement l'acide hydriodique avec les bases salifiables.

Composition L'oxigène de l'oxide est dans les hydriodates à la quantité d'acide : : 1 : 4.

Usages. Ils sont sans usages et n'ont encore été examinés que par M. Gay-Lussac.

Des hydro-sulfates.

406. L'histoire de ce genre de sel est due à Berthollet.

Nous avons vu (390) que l'acide hydro-sulfurique étant un acide faible, ne pouvait s'unir qu'avec un certain nombre d'oxides de manière à former des sels

(hydro-sulfates), que ces oxides appartenaient aux quatre premières sections, et nous ajouterons qu'il ne peut s'unir à plusieurs de la première, parce qu'ils ont une cohésion trop forte. Nous avons vu aussi (390) pourquoi il forme des sulfures avec les oxides des trois dernières sections; nous allons nous occuper maintenant des propriétés qui caractérisent les hydro-sulfates.

Leurs caractères.

1° Tous les hydro-sulfates sont décomposables par l'action du calorique. Celui du magnésie abandonne son acide et laisse son oxide pour résidu. Ceux de potasse et de soude à l'état neutre, et probablement les autres de leur section laissent dégager de l'hydrogène sulfuré, en produisant de l'eau et un sulfure métallique, plus un excès de base. Les quatre hydro-sulfates à bases de manganèse, de fer, d'étain et d'antimoine, forment par cette action de l'eau et un sulfure, à moins que leur oxide ne soit en excès; dans ce cas, une portion du métal pourrait être revivifiée, et il se produirait du gaz sulfureux. 2° Le chlore et l'iode décomposent, même à la température ordinaire, toutes les espèces de ce genre de sel. Ils s'emparent de l'hydrogène et en précipitent le soufre. Les résultats sont des acides hydro-chlorique et hydriodique qui se comportent alors avec les oxides de ces sels, comme nous le savons (391 et 405). 3° Ils sont tous solubles dans l'eau, excepté ceux de fer, de manganèse, d'étain, de zinc et d'antimoine. Leur dissolution a une saveur âcre très désagréable et amère; elle exhale une odeur d'œufs pourris. Les quatre hydro-sulfates insolubles n'ont ni odeur, ni saveur, excepté peut-être celui d'antimoine, qui laisse dans la bouche une im-

pression particulière. 4° Tous les hydro-sulfates peuvent être encore décomposés par tous les acides un peu forts, en donnant des produits différents, selon leur nature et la nature de ceux-ci. 5° Tous les hydro-sulfates solubles forment, lorsqu'on les verse en solution dans les dissolutions métalliques des sels des quatre dernières sections, des précipités insolubles, qui sont des hydro-sulfates, si ces sels sont à bases de manganèse, de fer, d'étain, de zinc et des sulfures dans le cas contraire.

Les trois hydro-sulfates insolubles de fer, d'étain et d'antimoine sont colorés; le premier en noir, le deuxième en couleur lilas, et le troisième en brun marron.

Action de l'air.

Lorsqu'on expose une dissolution d'un hydro-sulfate alkalin au contact de l'air, l'oxigène de celui-ci brûle une partie de l'hydrogène de ce sel, d'où il se produit de l'eau. Par là le soufre devient prédominant dans l'hydro-sulfate qu'il rend sulfuré; comme ce dernier est jaune, la liqueur prend cette couleur. Mais au bout de plus ou moins de temps, l'oxigène étant toujours absorbé finit par brûler totalement l'hydrogène, et même une partie de soufre avec lequel il forme de l'acide hypo-sulfureux, qui, en s'unissant à la base, donne naissance à un hypo-sulfite sans couleur; ce dernier reste en dissolution, et la décolore, à moins d'être à base de baryte : dans ce cas, il se dépose en cristaux aiguillés.

Les hydro-sulfates secs éprouvent un phénomène analogue par le contact de l'air, mais dans un espace de temps beaucoup plus considérable.

407. Les dissolutions d'hydro-sulfates alkalins

peuvent dissoudre plus ou moins de soufre, en laissant dégager plus ou moins l'hydrogène sulfuré, surtout à l'aide d'un peu de chaleur. Les composés qui en résultent s'appellent, lorsqu'elles sont saturées de soufre, *sulfures hydrogénés*, et *hydro-sulfates sulfurés* quand elles n'en sont pas saturées. On remarque que lorsqu'elles sont avec excès d'alkali, elles ne laissent pas dégager sensiblement d'hydrogène sulfuré en dissolvant du soufre.

Etat naturel. On n'a trouvé encore aucun sel de ce genre dans la nature. L'existence de l'hydro-sulfate de soude dans les eaux minérales, admise par quelques chimistes, est même encore en problème.

Composition. L'hydrogène dans les hydro-sulfates est à l'oxigène de l'oxide :: 2 : 1, de manière que lorsque ces deux éléments s'y unissent pour former de l'eau, il ne doit rester qu'un sulfure, et c'est ce qui arrive.

Préparation. Les hydro-sulfates de magnésie, de baryte, de strontiane, de chaux, de potasse, de soude et d'ammoniaque peuvent s'obtenir en faisant passer un courant continuel d'hydrogène sulfuré pendant un grand nombre de jours, au travers de ses bases dissoutes ou délayées dans l'eau. Seulement on place les flacons communiquant entre eux et avec le ballon d'où se dégage l'hydrogène sulfuré par des tubes recourbés et bien lutés au point de communication dans des terrines pleines d'eau et de glace.

Usages. Un seul hydro-sulfate est employé, c'est celui de protoxide d'antimoine. On s'en sert en médecine.

Du kermès minéral, ou proto-hydro-sulfate d'antimoine.

Historique.

408. Le proto-hydro-sulfate d'antimoine acquit, sous le nom de *kermès minéral*, une grande célébrité vers le commencement du 18^{e} siècle, à raison de sa vertu médicale. Glauber paraît être celui à qui la découverte en est due; un élève de ce chimiste avait donné le procédé de la préparation de ce remède à un chirurgien nommé la Ligerie, qui fit part de son secret à un apothicaire des Chartreux, nommé Simon; celui-ci, pour la première fois, le mit en vogue en France, et le gouvernement acheta de la Ligerie, en 1720, le procédé qu'il rendit public.

Procédé de sa préparation.

409. Le kermès, tel qu'on le désire dans les pharmacies, doit être une poudre légère, d'un brun marron velouté. Cluzel, qui était pharmacien sous-aide au Val-de-Grâce à Paris, a donné le meilleur procédé pour l'obtenir ainsi. Il consiste à faire bouillir dans une chaudière de fer, pendant environ une demi-heure, 1 partie de sulfure d'antimoine pulvérisé, 22 parties et demie de sous-carbonate de soude cristallisé et 250 parties d'eau. On filtre ensuite la liqueur et on la reçoit dans des terrines chaudes que l'on couvre et que l'on laisse refroidir lentement. Le kermès est déposé au bout de 24 heures. Alors on le recueille sur un filtre et on le lave avec de l'eau bouillie, et refroidie sans le contact de l'air, et on le fait sécher à l'étuve à une température de 25°; puis on le conserve dans des flacons bien bouchés. Les liqueurs d'où s'est séparé le kermès peuvent servir encore une ou plusieurs fois à préparer cet

hydro-sulfate ; il ne s'agit que de les faire bouillir de nouveau sur du sulfure d'antimoine ou sur celui échappé à la première opération ; dans tous les cas on procède comme il a été dit.

410. La théorie de cette préparation est simple : la soude s'unit avec une partie de soufre du sulfure d'antimoine et forme un sulfure alkalin qui décompose l'eau. L'oxigène de celle-ci se combine avec l'antimoine et l'oxide, de là de l'oxide d'antimoine sulfuré ; l'hydrogène s'unit en partie à ce nouveau corps de même qu'au sulfure alkalin, et forme avec le premier du kermès ou hydro-sulfate de protoxide d'antimoine, et avec le second un hydro-sulfate sulfuré de soude, qui n'ayant la propriété de dissoudre le kermès qu'à l'aide de la chaleur, le laisse précipiter par le refroidissement.

Théorie de la formation du kermès minéral.

L'eau bouillie et refroidie sans le contact de l'air ne contient point d'oxigène interposé, conséquemment elle ne peut décolorer le kermès, car nous savons que l'oxigène le fait passer à l'état d'hydro-sulfate sulfuré, qui est blanchâtre en brûlant un peu de son hydrogène.

Les terrines sont chauffées afin que le refroidissement s'opérant peu à peu, le kermès ne puisse se déposer tout à coup, pour l'obtenir en plus légers flocons.

Quoi qu'il en soit, c'est en versant dans les eaux-mères, d'où l'on a séparé le kermès, un petit excès de l'un des acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique faibles que l'on se procure un nouveau précipité connu sous le nom de *soufre doré d'antimoine*. L'acide s'empare de l'alkali, et met en liberté l'hydrogène sulfuré et le soufre qui lui sont unis. Ce

Soufre doré d'antimoine.

dernier se dépose, combiné avec un peu de kermès formant un hydro-sulfate sulfuré d'antimoine.

Dans la préparation du kermès, on peut remplacer la soude par la potasse ; mais si, en place de l'une de ces deux bases, on mettait de la baryte, de la strontiane ou de la chaux, on obtiendrait bien encore du kermès; mais, comme il est aussi soluble à chaud qu'à froid, dans les hydro-sulfates de ces trois oxides, il ne se déposeroit pas.

L'oxide d'antimoine est à l'état de protoxide dans le kermès.

411. Suivant M. Robiquet, l'antimoine dans le kermès y est à l'état de protoxide avec excès de base. C'est donc, d'après le même, un sous-hydro-sulfate d'antimoine, et le soufre doré un sous-hydro-sulfate d'antimoine sulfuré.

Des sulfures hydrogénés.

412. Nous avons vu (407) que les hydro-sulfates avaient la faculté de dissoudre une assez grande quantité de soufre en dégageant de l'hydrogène sulfuré, à moins qu'ils ne continssent un excès d'alkali. Nous ajouterons que ces composés, qu'on nomme quelquefois *hydro-sulfates per-sulfurés*, renferment d'autant moins d'hydrogène sulfuré (acide hydro-sulfurique) qu'ils sont plus saturés de soufre.

Composition

On les regarde comme formés d'un peu d'acide hydro-sulfurique combiné avec beaucoup de soufre et avec leurs bases salifiables respectives, qui sont les mêmes que celles des hydro-sulfates (406 à 407).

Ces sels sont caractérisés par les propriétés suivantes : 1° Ils ne cristallisent jamais. 2° Les dissolutions des sulfures hydrogénés sont d'un jaune ver-

dâtre; elles ont une saveur âcre, amère et très désagréable; elles exhalent une légère odeur d'hydrogène sulfuré. 3° Les hydro-sulfates per-sulfurés insolubles sont ceux de fer coloré en noir, de manganèse, d'étain et de zinc colorés en jaune pâle, d'antimoine coloré en jaune un peu orangé; ceux-ci n'ont ni odeur ni saveur. 4° D'être, lorsqu'ils sont en dissolution, susceptibles d'être décomposés par tous les acides un peu forts en donnant divers produits, d'après la nature de l'acide employé, qui, s'il a de l'action sur l'hydrogène sulfuré, comme, par exemple, l'acide sulfureux, etc., ne produit qu'un dépôt de soufre, tandis que s'il n'en a pas, comme l'acide hydro-chlorique, etc., il y occasione, outre le précipité de soufre, un dégagement, faible à la vérité, de gaz acide hydro-sulfurique. Dans tous les cas, on obtient en liqueur un nouveau sel à base de l'oxide du sulfure hydrogéné décomposé. 5° Les hydro-sulfates per-sulfurés en liqueur peuvent dissoudre l'or [1], et céder du soufre au mercure, au cuivre et à l'argent, très divisés lorsqu'on les y agite dans cet état. La dissolution, séparée du nouveau sulfure qui s'y est formé, ne contenant alors que de l'hydro-sulfate per-sulfuré, se trouve décolorée en grande partie. 6° Plus un hydro-sulfate per-sulfuré en dissolution absorbe de gaz hydrogène sulfuré, plus il laisse déposer du soufre, ce qui nécessairement décolore la liqueur.

État naturel.

On ne trouve aucune espèce de ce genre de sel dans la nature: il se produit seulement un peu de

[1] A ce sujet on a prétendu que Moïse se servit de leur moyen pour dissoudre le veau d'or, et qu'ayant mis la dissolution dans une énorme quantité d'eau, il la fit boire aux Israélites.

sulfure hydrogéné d'ammoniaque dans les fosses d'aisances.

Préparation. 413. Tous les sulfures hydrogénés solubles peuvent s'obtenir en saturant de soufre, à l'aide de la chaleur, les hydro-sulfates de leurs bases en dissolution dans l'eau : seulement il est avantageux de rendre la liqueur un peu alkaline, afin de dégager le moins possible d'hydrogène sulfuré.

Usages. La médecine seule fait usage des hydro-sulfates per-sulfurés : elle emploie ceux à bases de chaux, de potasse et de soude contre les maladies de la peau, etc. On en prépare les *bains artificiels* dits *de Baréges ;* mais comme il serait trop dispendieux de les préparer comme il a été dit, on se sert du procédé suivant.

Procédé des pharmacies. 414. Les sulfures hydrogénés de potasse et de soude s'obtiennent, 1° en prenant des dissolutions caustiques *par la chaux* de ces deux bases marquant environ 30 à 32° à l'aréomètre de Baumé. On les porte à l'ébullition, puis on y ajoute le quart de leur poids de fleur de soufre qui s'y dissout promptement en colorant la liqueur en rouge brun foncé : lorsque le soufre est dissous, l'opération est terminée. 2° En traitant par l'eau le *foie de soufre*, sulfure qu'on prépare en chauffant au rouge dans un creuset couvert et sous une cheminée tirant bien, à cause de la mauvaise odeur qui s'en répand, un mélange d'une partie de soude ou de potasse du commerce, et de deux de soufre en canon : ce composé est solide et d'un jaune brun. 3° L'hydro-sulfate per-sulfuré de chaux se produit en mettant un mélange d'une partie et demie de chaux vive et de deux parties de soufre sublimé dans un ballon avec douze parties d'eau bouillante : on bouche en-

suite le vase, et on abandonne le tout à lui-même pendant deux heures; après quoi on filtre et l'on conserve pour l'usage.

Tous les hydro-sulfates peuvent absorber plus ou moins de soufre, comme nous l'avons vu (407), et sont sulfurés ou per-sulfurés, selon la proportion qu'ils en renferment.

Des hydro-séléniates.

Analogie de l'action de l'acide hydro-sélénique avec celle de l'acide hydro-sulfurique.

415. L'acide hydro-sélénique peut, selon M. Berzelius, s'unir avec la plupart des oxides de la première section, avec tous ceux de la deuxième, et avec les oxides de zinc, de manganèse, de cérium et d'urane : il agit, ainsi que l'hydrogène sulfuré, lorsque celui-ci forme des sulfures avec tous ceux des autres sections, en produisant de l'eau et des séléniures.

Les hydro-séléniates de magnésie et ceux de la deuxième section sont les seuls solubles. L'odeur de leur dissolution se rapproche de celle des hydro-sulfures, et la liqueur, selon qu'elle est plus ou moins concentrée, tache la peau en noir, en brun ou en jaune, et la couleur est persistante.

Préparation

416. Les espèces solubles de ce genre de sels s'obtiennent en faisant passer un courant d'hydrogène sélénié à travers les bases salifiables dissoutes ou délayées dans l'eau, de même que si l'on préparait les hydro-sulfates solubles par le gaz hydrogène sulfuré.

Les hydro-séléniates insolubles sont obtenus par la voie des doubles décompositions en se servant de ceux à bases de potasse, de soude ou d'ammoniaque.

LIVRE SEPTIÈME.

CHAPITRE PREMIER.

DES SUBSTANCES VÉGÉTALES, ET DE LEUR CLASSIFICATION.

417. La nature a placé d'abord dans les semences ou graines des végétaux, le germe où réside la puissance végétative; elles contiennent en elles-mêmes les rudiments des principes primitifs, qui n'attendent plus, pour se développer et donner la vie aux êtres organiques du règne végétal, que l'*acte de la germination.*

Il n'est pas de notre sujet de faire une description de toutes les parties des végétaux que l'anatomie botanique apprend à connaître; nous dirons seulement que la graine, destinée par la nature à reproduire la plante qui lui a donné naissance, placée dans les circonstances favorables à sa fécondation, éprouve une *fermentation vitale*, si l'on peut s'exprimer ainsi, qui lui fait développer toutes les richesses de la végétation: alors s'élève la chétive bruyère ou le cédre le plus majestueux. Elle renferme trois parties principales, qu'on nomme *radicule*, *plumule* ou *caulicule*, et *cotylédons*.

La radicule est un petit organe placé dans la graine très près de l'endroit marqué d'un point nommé *ombilic* ou *cicatricule*, par lequel la plante mère nourrissait l'*embryon;* elle est destinée à former la racine.

La plumule est un autre petit corps tenant à la radicule et portant les cotylédons; elle est destinée à devenir tige ou tronc.

Les cotylédons sont des organes charnus ou foliacés destinés à préparer ou à transmettre l'aliment nécessaire à la jeune plante; on en compte depuis un jusqu'à six.

Germination

418. Pour que les graines ou semences puissent germer, il est nécessaire que la température soit au-dessus de zéro. Jamais au-dessous de ce degré les végétaux ne peuvent se reproduire; le froid retient dans le germe la force qui leur donne la vie, dans un engourdissement qui ne cesse que par le concours de l'humidité et d'une chaleur modérée. On a remarqué que la température la plus convenable à la végétation était de + 10 à + 25 ou + 30°, et que des graines, qui avaient été conservées dans de l'eau à la glace, reprenaient, par cette chaleur modérée, leur force végétative.

Influence de l'oxigène.

419. Quoique placées dans cette circonstance favorable et pourvues d'humidité, les semences ne pourraient germer si elles étaient totalement privées d'air atmosphérique ou d'oxigène. Beaucoup d'expériences ont démontré que dans le vide, comme dans tous les gaz qui ne contiennent point d'oxigène libre, la germination ne peut avoir lieu. C'est par cette raison que les graines meurent et pourrissent dans de l'eau privée d'air et qu'elles ne peuvent végéter ou

germer à une certaine profondeur au-dessous de la surface de la terre.

Influence de la lumière.

420. Quoique nous ayons vu (42) que la lumière avivait les couleurs et que les végétaux ne pouvaient exister pendant long-temps s'ils en étaient privés, elle n'agit pas aussi favorablement sur les semences au moment de la germination; elle paraît retarder la marche de celle-ci en échauffant trop la graine; car, d'après M. de Saussure, cette dernière germe aussi bien à la lumière solaire qu'à l'ombre lorsque l'on fait tomber sur elle les rayons directs du soleil dont on a absorbé les rayons calorifiques au moyen d'un verre.

Influence du sol.

421. Il paraît que sur la germination le sol n'aurait aucune influence; car, dans les circonstances favorables par la température, l'air et l'humidité, les graines germent tout aussi bien lorsqu'on les place sur une éponge.

Actions réunies de l'air du calorique et de l'humidité sur la semence.

422. Maintenant il nous reste à rechercher comment agissent la température, l'air et l'humidité. On peut croire, 1° que le calorique excite la puissance végétative, puisque le froid retient les semences dans un engourdissement semblable à un état de mort; 2° que l'humidité gonfle la graine, ramollit les téguments et facilite par là leur rupture, favorise l'action de l'oxigène et la formation dans les cotylédons de la substance nutritive; enfin qu'elle aide les fibres à absorber cette substance en la rendant plus liquide, ce qui fait que l'assimilation en devient plus facile; 3° que l'oxigène de l'air enlève une portion de carbone à l'albumen, d'où il suit qu'il change la proportion des principes constituants de ce corps qui devient sucré et capable de nourrir la jeune plante;

il en résulte toujours un volume de gaz acide carbonique égal au volume de l'oxigène agissant, puisque nous savons que cet acide est formé d'un volume de vapeur de carbone et d'un volume d'oxigène condensés en un seul.

423. Lorsque la substance de l'albumen se convertit en matière sucrée, les rudiments des vaisseaux du végétal se manifestent et sont très visibles quand ce phénomène est terminé; la plumule, sous la forme de tige, se lève dans l'air, et la radicule, se changeant en racine garnie de fibres, s'enfonce dans la terre, où celles-ci s'étendent pour chercher et puiser dans le sol les sucs nourriciers nécessaires à la plante; alors les cotylédons, ayant rempli le but de leurs fonctions dans l'acte de la germination, se montrent au-dessus de la terre sous la forme de feuilles que l'on appelle *séminales;* là ils périssent et tombent bientôt après, lorsque la plumule transformée en tige a pris assez de force et d'accroissement pour recevoir sa nourriture directement de la radicule devenue racine.

Nutrition et accroissement des plantes.

424. Quand le fait de la germination est terminé, que la plante chaque jour se développe, que son accroissement devient de plus en plus considérable, quels sont les corps qui servent à lui fournir les aliments propres à sa nutrition? Il résulte d'un grand nombre d'expériences faites par beaucoup de savants très distingués que les végétaux s'alimentent, non seulement par l'eau et les sucs qu'ils puisent dans la terre par les pompes ou suçoirs des fibres de leurs racines, mais encore par la décomposition qu'ils opèrent sous l'influence de la lumière solaire, de l'acide carbonique de l'atmosphère dont ils s'approprient le

carbone, et même de l'oxigène en rejetant plus ou moins de ce dernier.

Les plantes ne peuvent vivre dans une atmosphère d'acide carbonique ; celui-ci retarde leur végétation dans l'obscurité.

Il ne faudrait pas croire, d'après ce qui précède, que les végétaux pussent exister au soleil dans une atmosphère de gaz acide carbonique; l'expérience a prouvé le contraire.

Tandis que la présence de l'acide carbonique, sous l'influence solaire, favorise constamment la végétation, on a remarqué qu'il la retarde au contraire dans l'ombre et plus encore dans l'obscurité.

Inspiration des plantes.

425. Lorsque l'on place, pendant une seule nuit, sous un vaisseau de verre plein d'air des feuilles saines cueillies pendant un beau jour d'été, on a lieu d'observer que celles qui sont minces absorbent de l'oxigène et le convertissent en acide carbonique; celles qui sont plus charnues en prennent de même, mais sans laisser rien dégager. Dans les deux cas aucune d'elles ne reçoit de gaz azote. M. de Saussure a désigné ce phénomène par la dénomination d'*inspiration des plantes*.

Expiration des plantes.

Si l'on expose ensuite le même appareil au soleil pendant quelques heures, le phénomène au contraire a lieu, c'est-à-dire que tout l'acide carbonique qui, dans l'autre circonstance, a été produit, se décompose, et que tout le gaz oxigène qu'il avait absorbé pour se former reparaît sensiblement. C'est à ce phénomène que le même savant a donné le nom d'*expiration des plantes*[1].

[1] On peut, en renfermant des feuilles vertes et fraîches sous une grande cloche pleine d'eau et renversée sur un bain de ce liquide, se procurer des quantités sensibles de gaz oxigène, en exposant cet appareil aux rayons directs du soleil.

426. Nous venons de voir que les végétaux prennent du carbone dans l'acide carbonique de l'atmosphère, et de l'oxigène dans l'air qui la constitue; mais comme ils ne sont pas formés seulement de ces deux principes et qu'ils renferment en outre une quantité considérable d'hydrogène et de matières salines, ils doivent nécessairement s'approprier ces substances en les puisant dans le sol qui leur sert d'appui.

Les végétaux doivent leur hydrogène à l'eau.

427. On sait que sans eau les plantes se dessèchent et finissent par périr; de là l'avantage d'arroser les terrains où elles vivent, lorsque les saisons brûlantes refusent à la terre les pluies et les rosées, causes premières de la fécondation des végétaux. L'eau dans la terre doit y dissoudre toutes les parties solubles qu'elle y rencontre; et en effet, elle s'y charge d'une plus ou moins grande quantité de matières salines et d'un peu d'acide carbonique, provenant particulièrement d'une substance noire, grossière, résidu de la putréfaction des végétaux connue sous le nom de *terreau végétal*, et agissant comme un excellent engrais pour fertiliser les terres, et auquel on attribue la plus grande partie des sels et oxides qui constituent la cendre que l'on obtient par l'incinération des plantes.

Des oxides et des sels dans les plantes.

Influence du terreau végétal.

428. Il paraît que l'extrait de ce terreau rend soluble dans l'eau des oxides et des sels qui, comme la silice, le phosphate calcaire, l'oxide de fer, etc., sont insolubles par eux-mêmes et ont une grande force de cohésion. Il suit de là que ce liquide étant chargé de ces matières intimement unies au terreau végétal, est absorbé ou pompé par les suçoirs des fibres chevelues des racines, et porté au sein de la plante; là il est introduit dans les vaisseaux séveux ou lympha-

tiques, où, par l'effet de l'assimilation des parties nutritives, il est transformé en *lymphe* ou *séve*, qui, répandue dans tous les conduits du végétal, y est élaborée jusqu'à ce qu'il participe de la nature de ce corps organique. Les substances absorbées nuisibles ou superflues sont rejetées insensiblement du tissu vasculaire par l'exsudation des végétaux.

M. de Saussure a observé que l'absorption de la matière terreuse par les plantes ne dépend pas autant des terres qui constituent le sol où elles végètent que de celles tenues en dissolution qui s'y trouvent répandues.

429. D'après ce que nous venons d'étudier, on peut parfaitement concevoir l'existence dans les végétaux de substances simples non métalliques, et métalliques insolubles dans l'eau, par elles-mêmes, sans croire que ces matières aient pu s'y engendrer par l'acte seul de la végétation. Cependant l'Académie de Berlin publia, en 1800, les expériences de M. Schrader, pharmacien de cette ville, à qui elle décerna un prix, qui tendraient à prouver qu'il pourrait se produire des oxides ou des terres par le fait seul de la puissance végétative. Il avait fait germer et croître des blés dans de la fleur de soufre, sous des cloches de verre et à l'abri de toute influence étrangère, dont par l'incinération il retira plus d'oxides métalliques qu'il n'en existait dans les semences qu'il avait employées. Des expériences analogues, faites plusieurs années après par M. Braconnot, se trouvèrent être parfaitement d'accord avec celles de M. Schrader. Mais il résulte d'un nouveau travail de M. Lassaigne, que des semences de sarrasin (*polygonum fagopyrum*), qu'il fit germer et croî-

tre dans de la fleur de soufre, arrosée avec de l'eau distillée et placée dans une boîte de platine, le tout recouvert d'une grande cloche de verre, ne donnèrent, lorsque les tiges et feuilles qu'elles avaient produites furent brûlées, que les mêmes quantités de sel et terre qu'elles avaient avant leur germination et leur accroissement.

De la classification des matières végétales.

430. Les végétaux, comme tous les corps organiques et inorganiques composés, sont formés de principes primitifs, ou éléments qui, probablement, sont soumis à des lois générales de composition. Quoiqu'il ait été fait un grand nombre d'expériences pour parvenir à la connaissance de ces lois, nos lumières sur ce sujet sont, jusqu'à présent, peu étendues.

Éléments ou premiers principes des matières végétales obtenus de leur décomposition par le calorique.

431. Lorsque l'on calcine fortement dans une cornue de grès de la sciure de bois, de l'amidon, ou du sucre, etc., et que l'on fait passer les parties volatiles qui s'en dégagent dans un tube de porcelaine placé horizontalement dans un fourneau à réverbère rempli de charbon allumé, en faisant communiquer ce tube par une de ses extrémités avec la cornue, et en adaptant à l'autre un tube plongeant dans un petit flacon à deux tubulures entouré de glace et de sel, et muni d'un tube recourbé, propre à recueillir le gaz engagé sous le mercure, on obtient pour produit de la vapeur d'eau qui se condense dans le petit flacon, de l'acide carbonique, de l'oxide de carbone et de l'hydrogène carboné qui se rendent sous le mercure, plus un peu d'acide acétique et d'huile empyreumatique qui, avec l'eau, reste dans le flacon, enfin du charbon pour

résidu, qui se trouve dans la cornue et en partie dans le tube. L'acide et l'huile se changent également en charbon, en oxide de carbone et en hydrogène carboné lorsqu'on les traite de même. Il résulte de cette expérience que, puisque l'on n'obtient en dernière analyse que des composés binaires formés d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, le bois, l'amidon, le sucre, etc., doivent avoir pour principes primitifs ou éléments, ces trois corps simples. Il en est de même pour presque toutes les autres matières végétales lorsqu'on les soumet à cette expérience, excepté quelques unes qui fournissent en outre de l'azote.

On voit que dans cette hypothèse on n'admettrait pas pour principes constituants des végétaux, les substances métalliques qui, à l'état d'oxide et de sel, se trouvent constamment dans le résidu du charbon après son incinération.

Quoi qu'il en soit, le nombre des substances végétales connues est déjà très considérable, et sans doute nous sommes encore fort éloignés de les connaître toutes, car pour peu que l'on fasse varier la proportion de leurs éléments, elles se métamorphosent en nouvelles matières.

432. Toutes les parties des végétaux éprouvent, après qu'elles ont cessé de vivre ou de végéter, divers phénomènes de décomposition dont nous nous occuperons à l'article de la fermentation (583 et suiv.). Nous allons indiquer seulement à présent d'une manière générale l'action des corps simples et autres sur les matières qu'elles nous fournissent.

Action du

Voyez l'action du calorique (431). Celle de l'é-

lectricité sera étudiée au fur et à mesure que nous avancerons; celle de la lumière l'a été (41 et 42). calorique, de l'électricité et de la lumière.

L'oxigène et l'air sont en général, à la température ordinaire, sans action sur les matières extraites des végétaux, excepté sur celles qui sont liquides, dont plusieurs, par l'absorption de l'oxigène, se solidifient ou éprouvent d'autres changements dans leur composition. A une chaleur élevée, ils tendent à produire leur inflammation et à les faire passer entièrement à l'état d'acide carbonique et d'eau. Action de l'air, ou de l'oxigène.

L'hydrogène, le bore, le carbone et l'azote ne paraissent pas avoir d'action chimique sur les substances végétales; il en est de même de la plupart des métaux, excepté ceux de la deuxième section, qui, à une température peu élevée, décomposent toutes les substances végétales de la première et troisième classe, et probablement celles de la seconde (*alkalis végétaux*). Action des corps simples.

L'iode et le chlore agissent presque sur toutes les matières végétales, soit seuls, soit à l'aide de la chaleur ou par l'intermède de l'eau. C'est toujours en s'emparant d'une partie ou de tout leur hydrogène qu'ils leur font éprouver les phénomènes de leur action. Il n'y a guère que quelques acides végétaux qui pourraient faire exception à cette règle.

Les produits que nous obtenons des végétaux sont en général solubles dans l'eau quand ils sont très oxigénés, ils y sont insolubles au contraire lorsqu'ils contiennent beaucoup d'hydrogène et de carbone. Les autres où l'oxigène et l'hydrogène sont dans le même rapport que dans l'eau, sont tantôt solubles et tantôt insolubles. Action de l'eau.

En suivant le cours de l'étude des corps dont est Action des

oxides et des acides.

composée la chimie végétale, nous ferons connaître sur eux l'action des oxides et des acides. Celle de l'acide nitrique étant la plus importante, nous renvoyons le lecteur au §457, où il verra comment en général se comporte cet acide avec les matières végétales.

Classification.

433. La classification des matières végétales, telle que M. Thenard l'a faite, repose sur les propriétés qu'elles ont lorsque leurs principes sont unis dans de certains rapports ou proportions, qui sont toujours l'objet de très grandes recherches. Elle est formée de sept classes principales.

La première comprend les substances végétales acides qui ne contiennent point d'azote, ou dans lesquelles la quantité de leur oxigène est à celle de leur hydrogène dans un rapport plus grand que dans l'eau, quelle que soit d'ailleurs la quantité du carbone qui entre dans leur composition[1].

La deuxième renferme les substances dont on n'a point déterminé encore assez la proportion des éléments pour savoir lequel de l'oxigène ou de l'hydrogène est en excès. Ces substances ayant la propriété de neutraliser ces acides, ont été provisoirement classées après eux.

La troisième réunit les substances végétales dans lesquelles l'oxigène et l'hydrogène sont dans les mêmes proportions que dans l'eau. On les dit *neutres*. On place dans cette classe le sucre, la gomme, l'amidon, le miel, la mannite, le ligneux, etc.

La quatrième rassemble les matières végétales dans

[1] Quelle que soit la quantité d'oxigène que contienne un acide végétal, elle n'est jamais suffisante pour transformer son hydrogène et son carbone ou acide carbonique.

lesquelles l'hydrogène est à l'oxigène dans un rapport plus grand que dans l'eau. Elles contiennent en même temps une grande quantité de carbone, et sont ordinairement huileuses, résineuses, alcooliques ou éthérées. On remarque seulement que parmi elles il y en a quelques unes qui jouent le rôle d'acides.

La cinquième est formée par la réunion des matières colorantes.

La sixième présente les substances végétales dont l'existence est douteuse, et celles qui n'ont encore été que peu examinées.

Enfin la septième se compose de l'étude des matières végétales formées primitivement, comme les autres, d'oxigène, d'hydrogène, de carbone, et contenant en outre l'azote au nombre de ces principes. Cette classe sert de passage de la chimie végétale à la chimie animale.

CHAPITRE II.

PREMIÈRE CLASSE.

Des acides végétaux et des sels qui proviennent de leur union avec les oxides et les bases salifiables.

434. C'est encore à Schéele que la découverte des premiers acides végétaux connus est due, et c'est en marchant sur ses traces que les chimistes modernes

sont parvenus à la connaissance de beaucoup d'autres semblables. Ils sont aujourd'hui au nombre de vingt-neuf, et ont reçu, des substances dont on les a formés ou extraits, les noms suivants :

Acétique.	Morique.
Benzoïque.	Mucique.
Citrique.	Nancéique.
Camphorique.	Oléique.
Ellagique.	Oxalique.
Fungique.	Pyro-malique, au nombre de 2.
Gallique.	
Igasurique.	Pyro-mucique.
Kinique.	Pyro-tartrique.
Laccique.	Rheumique.
Margarique.	Subérique.
Malique.	Succinique.
Méconique.	Tartrique.
Mellitique.	Et un acide produit par la lampe sans flamme.
Ménispermique.	

Caractères généraux.

Ces corps sont composés d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, et extraits ou faits de matières végétales. Ils ont pour principaux caractères, outre ceux de rougir les couleurs bleues, telles que celles de la teinture de tournesol, du sirop de violettes, etc., et de saturer les bases pour former des sels, 1° d'être tous solides, excepté l'acide oléique qui devient liquide à + 6° [1]; 2° d'être tous incolores et spécifiquement plus pesants que l'eau : les seuls acides margarique et oléique sont moins denses que ce liquide; 3° d'être tous sans odeur, excepté l'acide acétique; 4° d'être

[1] L'état liquide que plusieurs acides végétaux affectent à diverses températures paraît être dû à l'eau qu'ils contiennent.

tous solubles dans l'eau, excepté les acides margarique, oléique et ellagique, et pour la plupart solubles dans l'alcool; 5° d'être tous susceptibles de passer à un degré d'oxigénation plus élevé à l'aide de la chaleur par l'action de l'acide nitrique concentré qui, par son oxigène, brûle leur hydrogène et leur carbone à tel point qu'il peut les transformer en acide carbonique. Les acides benzoïque et subérique et peut-être quelques autres font exception à cette règle.

Parmi les vingt-neuf substances regardées comme acides végétaux par le plus grand nombre des chimistes, il en est qui, lorsqu'on les soumet à l'action du calorique, se volatilisent sans se décomposer: tels sont les acides acétique, méconique, pyro-mucique; d'autres qui se décomposent en partie en produisant des gaz dans lesquels l'autre partie se vaporise: tels sont les acides benzoïque, ellagique, gallique, margarique, oléique, oxalique, pyro-malique, pyro-tartrique et succinique. Enfin d'autres éprouvent une entière décomposition et se métamorphosent en eau, en acide carbonique, en acide acétique et en charbon. Tous ces résultats se constatent en chauffant fortement ces corps dans une cornue à laquelle on adapte un récipient.

Propriétés des sels formés par les acides végétaux.

435. Les acides, dont nous venons de voir les généralités principales, en se combinant aux bases salifiables, forment des sels qui possèdent les propriétés suivantes. Tous se décomposent quand on les soumet à l'action d'une haute température: ceux des deux premières sections ont leur acide transformé par la réaction les uns sur les autres de ses principes constituants en eau, en acide carbonique, en

oxide de carbone, etc., et laissent leurs oxides pour résidu qui se comportent avec l'acide carbonique, comme nous l'avons vu (321); celui d'alumine est peut-être le seul qui laisse dégager son acide sans que celui-ci éprouve de décomposition. Les autres des quatre dernières sections ont non seulement leur acide décomposé, mais encore leur oxide qui se réduit, en tout ou en partie, par l'excès d'hydrogène et de carbone que l'oxigène de l'acide décomposé n'a pu brûler, à moins que l'acide ne soit volatil et l'oxide facilement réductible. Alors, dans ce cas, il n'y a qu'une portion de l'acide qui, en se décomposant, revivifie le métal ou réduit l'oxide, tandis que l'autre se volatilise avec les gaz qui en proviennent : l'acétate de cuivre en est un exemple.

Les bases qui ont le plus de tendance à s'unir aux acides végétaux dissous dans l'eau sont les bases de la deuxième section; viennent après la magnésie et l'ammoniaque.

État naturel. Du reste, ces sels rentrent pour toutes les autres propriétés dans les généralités des sels (304 à 318). On n'a encore trouvé dans les substances végétales que dix-huit acides qui s'y forment naturellement. Ils s'appellent, benzoïque, citrique, fungique, gallique, igasurique, kinique, laccique, méconique, ménispermique, mellitique, morique, succinique, tartrique, acétique, margarique, malique, oléique et oxalique. Les cinq derniers peuvent être aussi formés par l'art.

Composition Parmi les acides dont nous venons de nous occuper, il y en a qui contiennent dans leurs principes constituants un excès d'hydrogène, par rapport à l'oxi-

gène. On a remarqué qu'ils se rapprochent alors des corps gras, et on peut dire qu'ils sont aux autres ce que les hydracides sont aux oxacides.

Usages. On n'emploie guère dans la médecine ou dans les arts que quelques acides végétaux. Les plus employés sont les acides acétique, oxalique, tartrique, citrique, gallique, et plusieurs autres à l'état de sels comme réactifs. Nous allons nous en occuper.

De l'acide acétique, et des acétates. 1.

Historique. 436. L'acide acétique est employé plus ou moins pur. Lorsqu'il provient de la fermentation des liqueurs alcooliques et sucrées, il porte le nom de *vinaigre*. Dans cet état il était connu dans les temps les plus reculés. Purifié par la distillation, il est faible, et reçut des chimistes le nom d'*acide acéteux*. Lorsqu'on l'obtient avec le moins d'eau possible, par la distillation dans une cornue de grès du deutacétate de cuivre, il reçoit en pharmacie le nom de *vinaigre radical* ou d'*acide acétique*.

Propriétés. L'acide acétique le plus concentré possible est liquide, incolore, d'une saveur fortement acide, rougissant avec énergie les couleurs bleues végétales tendres; son odeur est piquante et très pénétrante; elle devient agréable lorsqu'on l'affaiblit. Il se prend en masse cristalline à 13°+0, et à plus forte raison au-dessous : sa pesanteur spécifique est de 1,063 à 16°+0.

État naturel. Cet acide se forme par la fermentation acide et putride des matières végétales, et même dans la putréfaction des matières animales. On le trouve uni à la potasse dans la séve de presque toutes les plantes; la

sueur, l'urine de l'homme, le lait même le plus récent, en contiennent d'une manière sensible; il se produit encore dans l'estomac à la suite des mauvaises digestions; enfin nous savons déjà que c'est un des produits constants de la décomposition des végétaux par le feu.

Préparation.

437. Nous venons de voir, 1° que le vinaigre pouvait être purifié par la distillation, et donnait ainsi un acide faible; 2° qu'en distillant de l'acétate de cuivre dans une cornue de grès (436), on obtenait l'acide acétique très concentré. Enfin, par le procédé suivant, on prépare un acide acétique qui tient par sa force ou sa concentration le milieu entre les deux autres.

Acide acétique retiré du bois.

438. Nous avons vu (431) que lorsque l'on distille du bois on obtient pour produit de l'eau, de l'acide carbonique, de l'oxide de carbone, de l'acide acétique et de l'huile empyreumatique; que l'eau, l'acide et l'huile restaient ensemble[1], et que les gaz se dégageaient, en laissant un résidu de charbon plus ou moins calciné.

C'est sur ce produit de la décomposition du bois par le feu qu'est fondée la théorie, et par suite l'invention de l'appareil distillatoire, dont M. Mollerat s'est servi pour obtenir cette grande quantité de vinaigre qu'il verse chaque année dans le commerce. Au moyen de cet appareil, il fait rendre les gaz dans le foyer du fourneau où est placée la chaudière. Comme ils sont pour la plupart combustibles, ils alimentent le feu, et servent à continuer la distillation; le charbon reste seul pour résidu. L'eau, l'acide et l'huile empyreumatique épaissie analogue à du goudron, passent

[1] On appelait autrefois ce mélange acide pyro-ligneux.

dans le récipient, et sont redistillés ensuite pour en séparer ce dernier. Le produit de cette nouvelle distillation est traité par de la craie tout autant qu'il en peut décomposer. L'acide du carbonate se dégage ; il se forme une écume noirâtre qu'on enlève avec soin, puis on fait bouillir la liqueur qu'on finit de saturer par de la chaux délitée. Cela étant fait, on y ajoute une quantité convenable de sulfate de soude qui, par la voie des doubles décompositions, produit avec l'acétate de chaux formé, un sulfate de chaux insoluble, qui entraîne de la matière colorante, et un acétate de soude soluble. Le précipité étant déposé, on décante la dissolution qu'on fait évaporer jusqu'à pellicule : par refroidissement elle se prend en masse.

Cet acétate de soude, ainsi obtenu, est noir et impur. On le débarrasse de la substance du goudron qu'il retient encore en lui faisant éprouver la fusion ignée qui volatilise ou charbonne cette substance ; ensuite on achève de le purifier en le faisant dissoudre et cristalliser.

L'acétate de soude purifié de cette manière est redissous dans un poids déterminé d'eau, et décomposé ensuite par un poids également donné d'acide sulfurique, qui forme un sulfate de soude, qui cristallise facilement et met l'acide acétique en liberté; on purifie encore ce dernier par une nouvelle distillation.

Préparation du vinaigre radical.

439. Quant à ce qu'il nous reste à dire de la préparation de l'acide acétique par la décomposition du *verdet cristallisé* (deutacétate de cuivre), nous ajouterons qu'on doit remplir la cornue de grès aux deux tiers de cet acétate et adapter à son col une alonge communiquant avec un récipient tubulé muni

à sa tubulure d'un long tube droit. Cette cornue étant placée dans un fourneau à réverbère, on la chauffe progressivement ; presque aussitôt la décomposition commence et s'annonce par des vapeurs blanchâtres qui deviennent de plus en plus épaisses et se condensent dans le récipient.

Théorie. Dans l'opération une partie de l'acide est décomposée ; son hydrogène et son carbone enlèvent l'oxigène de l'oxide de l'acétate : de là du cuivre mis à nu, et de l'acide carbonique, etc., qui se dégagent par le tube, l'autre portion d'acide retenant un peu d'eau passe dans le récipient. On remarque qu'à la fin surtout de l'expérience il se forme une substance *sui generis*, nommée, à cause de sa volatilité, esprit pyro-acétique. L'opération est terminée lorsque la cornue ayant été portée peu à peu avec beaucoup de soin à la chaleur rouge, il ne se dégage plus rien[1].

Sa purification. Quelque chose que l'on fasse, l'acide acétique (vinaigre radical) est toujours coloré en vert par une petite quantité d'acétate de cuivre, qu'il entraîne. On l'en purifie par une nouvelle distillation jusqu'à ce que les $\frac{7}{8}$ du liquide soient distillés.

Usages. Tout le monde connaît l'emploi du vinaigre comme assaisonnement. Le vinaigre radical sert à humecter le sulfate de potasse qu'on renferme dans des petits flacons bouchés à l'émeri, et que l'on vend dans le commerce, sous le nom de *sel de vinaigre*. Enfin, en médecine, on regarde l'acide acétique

Sel de vinaigre.

[1] On ne chauffe progressivement la cornue qu'afin que la décomposition se fasse lentement ; car, dans le cas contraire, elle serait si brusque qu'il y aurait de l'acétate et même du cuivre entraînés dans le récipient.

comme anti-septique, et on s'en sert en pharmacie pour former les acétates. Il sert aussi à dissoudre le gluten uni à la résine; pour les séparer ensuite, on étend la dissolution d'eau, ce qui précipite la résine. Le gluten s'obtient après en saturant l'acide par un peu de potasse.

Des acétates.

440. Les acétates, dans leur décomposition par le calorique, donnent, en outre des produits de la décomposition par le feu des autres sels végétaux, plus ou moins d'esprit pyro-acétique. En général, ils en donnent d'autant plus que le degré de chaleur nécessaire à la réaction et à la séparation de leurs principes est élevé; aussi, par exemple, les acétates de la deuxième section, et ceux de manganèse et de zinc, qui peuvent supporter une assez haute température, en produisent-ils plus que tous les autres qui se décomposent facilement, d'où il suit qu'ils fournissent moins d'acide.

Composition

Dans les acétates neutres, la quantité d'oxigène dans l'oxide est à la quantité d'acide :: 1 : 6,414. (M. Berzelius.)

Usages.

Les acétates à bases d'alumine, de baryte, de chaux, de potasse, de soude, d'ammoniaque, de fer, de plomb, de cuivre et de mercure, sont les seuls employés; nous allons les décrire rapidement.

De l'acétate d'alumine. 1.

441. Lorsque l'on fait dissoudre de l'alumine en gelée dans de l'acide acétique, on obtient un sel très déliquescent, qui, suivant M. Thenard, est incristallisable, et, d'après M. Thomson, serait susceptible de former des cristaux aiguillés. Quoi qu'il en soit,

ce sel est incolore, rougit la teinture de tournesol, a une saveur styptique, et sert à fixer les couleurs sur toile dans les fabriques de toiles peintes; mais alors on se sert de la voie des doubles décompositions. Pour l'obtenir, on verse de l'acétate de plomb dissous dans l'eau, dans une dissolution de sulfate d'alumine (alun)[1].

Le sulfate de plomb étant insoluble se précipite, et l'acétate d'alumine reste en liqueur avec le sulfate d'ammoniaque ou celui de potasse contenus dans l'alun.

De l'acétate de baryte. 2.

Propriétés. 442. Ce sel est légèrement efflorescent, très âcre, sans action sur la teinture de tournesol, soluble dans 1,1 de son poids d'eau à 15°, et un peu plus dans ce liquide bouillant. On l'obtient en traitant le carbonate de baryte ou le sulfure de cette base par l'acide acétique. Par ce procédé-ci, il faut prendre les précautions indiquées (361).

Usages. Ce sel sert de réactif pour découvrir en solution de l'acide sulfurique libre ou combiné.

De l'acétate de chaux. 3.

Préparation. 443. L'acétate de chaux peut être obtenu en traitant le carbonate de chaux par l'acide acétique. Sa dissolution cristallise facilement en prismes déliés, brillants et comme salinés, incolores, et sans action sur le tournesol.

[1] En général on fait toujours à froid les doubles décompositions lorsque les sels sont solubles, et on les favorise en agitant les liqueurs avec un tube de verre.

Préparé avec la chaux et l'acide pyro-ligneux, il sert, comme nous l'avons vu, dans la fabrication de l'acide acétique. Usages.

De l'acétate de potasse. 4.

444. L'acétate de potasse paraît avoir été connu des anciens. Raimond Lulle, qui vivait au treizième siècle, a décrit ce sel avec précision. On l'appelait autrefois *arcanum tartari, terre foliée de tartre, tartre régénéré, sel diurétique, sel essentiel du vin, etc.* Il est extrêmement soluble dans l'eau et déliquescent. Sa dissolution cristallise par évaporation et refroidissement en petites lames blanches, et par évaporation spontanée en prismes réguliers. Sa saveur est piquante; il est sans action sur le tournesol. On l'obtient par plusieurs procédés, mais en combinant toujours de la potasse ou du sous-carbonate de cette base avec de l'acide acétique concentré. Le plus ordinairement, après avoir combiné la base avec l'acide, on fait évaporer à une douce chaleur la liqueur jusqu'à moitié de son volume, puis on y mêle une quantité convenable de noir d'ivoire (charbon animal); après quoi on la filtre à travers ce charbon, et on la fait évaporer à la même chaleur dans une bassine d'argent jusqu'à siccité, pour peu qu'il y ait un petit excès d'acide; on l'obtient toujours blanche, et telle que le commerce la désire. Historique. Préparation.

On s'en sert en médecine comme fondant diurétique, etc. Usages.

De l'acétate de soude. 5.

445. L'acétate de soude, connu autrefois sous le nom de *terre foliée cristallisée*, s'obtient en saturant de l'acide acétique par du sous-carbonate de soude. La dissolution cristallise par refroidissement en prismes, dont la forme se rapproche de celle du sulfate de sa base. Il est soluble dans un peu moins de trois fois son poids d'eau à 16° + 0, et plus soluble quand elle est bouillante.

On le prépare avec du sulfate de soude dans la décomposition de l'acétate de chaux, pour fabriquer le vinaigre de M. Mollerat.

De l'acétate d'ammoniaque. 6.

Sa préparation.

446. Cet acétate était connu et l'est souvent encore sous le nom d'*esprit de Mindererus*. Il se forme en traitant directement l'acide acétique par de l'ammoniaque ou par le carbonate de cette base jusqu'à parfaite saturation[1], et en évaporant la dissolution convenablement. Comme pendant l'évaporation il passe à l'état de sur-sel, on le neutralise au moment où elle est à peu près terminée par une addition suffisante d'ammoniaque.

Cet acétate ainsi préparé est incristallisable; mais lorsque l'on sublime un mélange à parties égales d'acétate de potasse et de sel ammoniac (hydro-chlorate

[1] Lorsque l'on sature un acide par une base salifiable, il faut, pour que la saturation soit tout-à-fait opérée, que la liqueur ne puisse rougir ni verdir le papier coloré par la teinture de tournesol.

d'ammoniaque) en le chauffant dans une cornue, il s'en dégage de l'eau de l'ammoniaque, et il se sublime un acétate acide dont une partie se trouve sous la forme de longs cristaux déliés et aplatis.

On ferait bien en pharmacie de se servir de ce sur-acétate pour préparer l'esprit de Mindererus, qu'on emploie en médecine comme un bon remède diaphorétique, atténuant, pénétrant, apéritif, etc. : on le donne dans des potions depuis quinze ou vingt gouttes jusqu'à la dose d'une demi-once. Usages.

Du proto-acétate de fer. 7.

447. L'acide acétique dissout le fer en limaille avec assez de rapidité. Une portion de son eau se décompose, l'oxigène oxide le métal, et l'hydrogène se dégage avec plus ou moins d'effervescence. Si la dissolution se fait sans le contact de l'air, on a un proto-acétate pour résultat. Ce sel cristallise par évaporation en petits prismes verts, qui passent bientôt à un degré d'oxigénation plus élevé par leur exposition à l'air.

Quant aux deuto et trito-acétates de fer, on les obtient très facilement en dissolvant les deuto et tritoxides de fer dans l'acide acétique. Le trito-acétate même se forme lorsque l'on fait, comme ci-dessus, le proto-acétate avec le contact de l'air. Deuto et trito-acétates de fer.

Le trito-acétate de fer est incristallisable, et se prend en gelée lorsqu'on évapore sa dissolution.

Ces sels sont employés dans les manufactures de toiles peintes, comme base des couleurs noires. Usages.

On pourrait sceller des métaux dans la pierre en

se servant de limaille de fer arrosée avec du vinaigre, qui, par le contact de l'air, facilite sa prompte oxidation, et lui fait prendre ainsi une grande force de cohésion.

Des acétates de plomb. 8.

448. L'acide acétique est sans action sur le plomb, lorsqu'il n'a pas le contact de l'air, ainsi que Schéele l'observa le premier; mais lorsqu'il est favorisé par le secours de ce fluide, le plomb s'oxide, et il le dissout aussitôt. Il en résulte un acétate de plomb qui peut être neutre ou à l'état de sous-sel.

Historique et propriétés de l'acétate neutre.

L'acétate de plomb neutre, connu depuis bien des siècles, a été appelé autrefois *sel de Saturne, sucre de plomb, sucre de Saturne*, etc. Ce sel est un peu efflorescent, très soluble dans l'eau, un peu plus à chaud qu'à froid; il n'élève point le terme de l'ébullition de ce liquide, ce qui démontre qu'il ne doit être déliquescent dans aucune circonstance. Sa dissolution ne rougit pas le tournesol, et cristallise par évaporation et refroidissement en prismes à quatre pans, terminés par des sommets dièdres plus ou moins gros. Sa saveur est sucrée, puis astringente. Lorsqu'on expose sa dissolution, qui est incolore, au contact de l'air, elle laisse déposer sur les parois du vase un précipité blanc de carbonate de plomb par l'absorption de l'acide carbonique de l'atmosphère.

Préparation.

On l'obtient en faisant bouillir de la litharge en poudre (protoxide de plomb) dans du vinaigre distillé ou dans de l'acide acétique purifié, provenant de la distillation du bois. Le sel cristallise par une éva-

poration convenable. On reconnaît qu'il est bien neutre par le moyen de l'acide carbonique, qui, versé dans sa dissolution, n'y doit produire tout au plus qu'un très faible précipité.

L'acétate de plomb neutre est regardé en médecine comme un excellent résolutif, calmant; on ne l'administre guère qu'à l'extérieur. Comme c'est un poison, son usage interne devrait être proscrit de la médecine, quoique considéré comme anti-aphrodisiaque. Nous avons vu que dans les arts on l'emploie pour préparer en grand l'acétate d'alumine, dont on se sert pour fixer les couleurs sur les toiles de coton. Il sert encore pour obtenir le *carbonate de plomb*, connu sous le nom de *blanc de plomb* de céruse, ainsi que nous allons le faire voir tout à l'heure. Usages.

449. Lorsque l'on fait bouillir une partie de l'acétate précédent avec deux parties de litharge calcinée et porphyrisée dans vingt à vingt-cinq parties d'eau, on obtient une dissolution qui renferme un sous-acétate de plomb, ayant trois fois plus de base que l'acétate neutre; filtrée et évaporée convenablement, elle cristallise en lames opaques et blanches; elle rougit le papier de curcuma, et verdit celui de tournesol. Sous-acétate de plomb.

Schéele est le premier qui ait reconnu la nature de ce sel. Historique.

On l'emploie en pharmacie sous le nom d'*extrait de Saturne*. En versant quelques gouttes de sa dissolution dans de l'eau de puits, il s'y forme de suite du sulfate de plomb qui rend subitement la liqueur blanche, ce qui a fait donner à celle-ci le nom d'*eau blanche*, qui s'appelle encore *eau végéto-minérale*, Usages.

ou *de Goulard*. Ces eaux servent en lotions, collyres, etc.

Céruse ou blanc de plomb.

Dans les arts, le sous-acétate de plomb est d'une grande utilité pour former le *blanc de plomb* ou *céruse*. A cet effet on en sature de l'eau, au travers de laquelle on fait passer après un courant de gaz acide carbonique, jusqu'à ce qu'elle ne laisse plus précipiter de carbonate de plomb ou blanc de plomb; alors on reprend la liqueur décantée, qui ne contient plus que de l'acétate neutre, et on y fait dissoudre de nouveau de la litharge calcinée[1] et porphyrisée, comme il a été dit, et l'on recommence à faire passer le courant d'acide carbonique comme auparavant. Le blanc ainsi obtenu est lavé, et puis séché doucement, ensuite versé directement dans le commerce.

Si pendant l'opération il ne se perdait point d'acétate neutre, on voit qu'il serait possible de faire, avec la même quantité de ce sel, une très grande quantité de blanc de plomb. C'est par ce procédé, qui est dû à M. Thenard, qu'on prépare à Clichy celui de la fabrique de MM. Roard et Brechoz.

On peut encore obtenir ce blanc par d'autres procédés; mais celui de M. Thenard étant préférable, nous ne les décrirons pas; seulement nous dirons que c'est en exposant à la vapeur du vinaigre et à l'action réunie de l'acide carbonique des lames de plomb, qu'on obtient un carbonate de plomb mêlé d'acétate, qu'on les sépare l'un de l'autre en les broyant dans l'eau, qui laisse le premier et dissout le second.

[1] On calcine la litharge pour la débarrasser de l'acide carbonique qu'elle pourrait contenir, et qui, à l'état de carbonate, ne pourrait se dissoudre dans l'acétate neutre.

De l'acétate de cuivre. 9.

450. L'acétate de cuivre fut connu des anciens; Pline en fait mention; il est connu dans le commerce, lorsqu'il est à l'état neutre, sous les noms de *cristaux de Vénus*, de *verdet cristallisé;* il prend encore le nom de *vert-de-gris* ou verdet par son mélange avec le sous-acétate. Historique.

Le deutacétate de cuivre est d'une belle couleur verte, tirant sur le bleu, peu soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid; ce liquide bouillant en peut prendre le cinquième de son poids; sa saveur est métallique et nauséabonde; c'est un poison comme tous les sels de cuivre; sa dissolution cristallise par évaporation et refroidissement en beaux cristaux, ayant la forme de pyramides tétraèdres tronquées; sa densité, suivant Hassenfratz, est de 1,779. Propriétés.

M. Proust a remarqué le premier que l'acide qu'on appelait autrefois *acéteux* forme le même sel que l'acide acétique, d'où il en a conclu que ces deux acides étaient identiques.

Le verdet cristallisé se prépare dans nos départements méridionaux, particulièrement à Montpellier, en faisant bouillir dans du vinaigre le vert-de-gris obtenu par la fermentation des marcs de raisin sur des lames de cuivre.

La liqueur concentrée convenablement cristallise sur des bâtons fendus en quatre dans presque toute leur longueur qu'on place verticalement dans la dissolution.

Nous avons vu que c'est de ce sel qu'on retire le Usages.

vinaigre radical; il entre aussi dans la composition du vert d'eau et dans celle de quelques teintures.

Sous-acétate de cuivre.

451. Le sous-acétate est solide, pulvérulent, insoluble dans l'eau, presque insipide, quoique ce soit un poison; sa couleur est d'un vert pâle; il ne cristallise pas et fournit les mêmes produits à la distillation que le deutacétate.

On le retire en broyant dans de l'eau le vert-de-gris du commerce[1] qui n'est qu'un mélange de deutacétate et de sous-acétate de cuivre : le premier s'y dissout, l'autre s'en précipite.

Le vert-de-gris se prépare en superposant des lames de cuivre et des couches de marc de raisin, de manière que le lit commence et finisse par une couche de ce marc. Au bout d'un temps plus ou moins long ces lames se trouvent attaquées tout à la fois par l'air et le vinaigre qui s'est formé par la fermentation du marc, alors on en retire le vert-de-gris, dont on retire l'acétate neutre et le sous-acétate de cuivre.

Usages.

Le sous-acétate de cuivre est employé en médecine comme un léger cathérétique, en pharmacie pour faire l'emplâtre divin; il entre dans la composition de quelques teintures sur toiles et est utile à la peinture, etc.

De l'acétate de mercure. 10.

452. L'acide acétique a peu d'action sur le mercure,

[1] Il ne faut pas confondre ce vert-de-gris avec la matière verte qui se forme sur nos ustensiles de cuivre, lorsqu'ils sont gras ou mal nettoyés, et que vulgairement on nomme vert-de-gris. Celui-ci n'est autre chose qu'un sous-carbonate de cuivre.

mais il s'unit à ses oxides et forme un proto et deuto-acétates de ce métal. C'est à Margraff qu'est due la découverte de l'acétate de mercure, et c'est M. Proust qui, le premier, a reconnu que ce sel pouvait être à deux degrés d'oxigénation.

Le deutacétate est le seul employé; on l'obtient soit en faisant bouillir du vinaigre distillé ou radical affaibli sur de l'oxide rouge de mercure, soit par la voie des doubles décompositions en se servant d'une dissolution d'acétate neutre de potasse et d'une semblable de deuto-nitrate de mercure; dans ce cas-ci on obtient aussitôt l'acétate, qui forme des cristaux en lames minces assez larges, d'un blanc argentin, comme nacrées; ce sel a une saveur âcre métallique, il provoque la salivation et n'est soluble que dans six cents fois son poids d'eau froide. Sa préparation.

On emploie l'acétate de mercure dans la composition des dragées de *Keyser* et quelquefois dans celle du sirop de *Belet* en place du nitrate de ce métal. Usages.

De l'acide malique et des malates.

453. L'acide malique, découvert en 1785 par Schéele, se trouve tout formé dans beaucoup de fruits, tels que pommes, prunes, baies de sureau, de sorbier, etc. C'est à cet acide que la plupart des fruits aigres doivent leur saveur : il n'y a pas long-temps encore que l'on connaît les procédés pour l'obtenir pur; ils sont assez nombreux. Nous ne citerons que celui pratiqué pour la première fois par MM. Vauquelin et Donovan; il consiste à exprimer le suc des baies du sorbier (*sorbus aucuparia, pyrus aucupa-* Historique. Préparation.

ria), à le laisser reposer, puis à le filtrer et à y ajouter alors une dissolution d'acétate de plomb; il s'y produit aussitôt un précipité formé de malate de plomb, de matière colorante, etc.; on le lave bien avec de l'eau froide, et ensuite on le traite par ce liquide bouillant pour dissoudre le plus possible de malate de plomb. Celui-ci s'en dépose par refroidissement sous la forme d'aiguilles blanches, brillantes, ayant de la ressemblance avec celles de l'acide benzoïque. Si elles étaient encore colorées, on les purifierait par une nouvelle cristallisation.

454. Les cristaux séchés sont repris et traités par 2,30 de leur poids d'acide sulfurique d'une densité de 1,09; lorsque le tout a bouilli une demi-heure, on le laisse refroidir, puis on en sépare le sulfate de plomb insoluble en décantant sur un filtre l'acide malique très soluble, retenant encore du plomb, dont on le débarrasse en faisant passer au travers un courant continuel de gaz hydrogène sulfuré jusqu'à ce qu'il ne se dépose plus de flocons noirs de sulfure de plomb. La liqueur est portée à l'ébullition de nouveau pour en chasser l'excès d'acide hydro-sulfurique qu'elle pourrait retenir; filtrée ensuite et évaporée jusqu'en consistance sirupeuse, elle laisse cristalliser l'acide malique sous la forme de petits mamelons.

Propriétés. Cet acide est blanc, incolore, déliquescent; sa saveur est forte et analogue à celle de l'acide citrique; soumis dans une cornue à l'action du feu, il se décompose en donnant lieu à la formation des deux nouveaux acides pyro-maliques, qui se subliment, l'un à l'état liquide, l'autre sous la forme d'aiguilles blanches. On trouve dans le vase un petit résidu de charbon.

455. Cet acide est sans usages.

C'est en combinant directement l'acide malique qu'on obtient des sels plus ou moins solubles qu'on nomme malates; ils sont de même que leur acide sans usages. Des malates.

De l'acide oxalique. 2.

456. La découverte de l'acide oxalique, que plusieurs chimistes attribuent à Bergmann, paraît être due à Schéele, suivant M. Thomson. Historique.

Cet acide cristallise en prismes quadrilatères dont les pans alternativement plus larges sont terminés par des sommets dièdres; ses cristaux sont incolores et transparents; ils renferment de l'eau de cristallisation, ce qui fait qu'en les chauffant doucement ils diminuent d'environ le quart de leur poids et deviennent pulvérulents; à une chaleur plus élevée, ils éprouvent la fusion aqueuse; le liquide s'épaissit, dont une petite partie se décompose en produisant des gaz dans lesquels le reste de l'acide se vaporise et vient cristalliser dans le col de la cornue où l'on doit faire l'expérience : c'est, de tous les acides végétaux, le plus oxigéné. Propriétés.

457. On connaît plusieurs procédés pour l'obtenir; celui de Bergmann consiste à traiter, à l'aide d'une chaleur modérée, dans une cornue munie d'un récipient, une partie de sucre par trois parties d'acide nitrique d'une densité de 1,567, jusqu'à ce que le sucre soit dissous; ce qui donne lieu, pendant l'ébullition, à un dégagement de vapeur d'eau, d'acide carbonique, d'oxide d'azote ou d'acide nitreux, plus d'un Sa préparation par l'acide nitrique.

peu d'acide hydro-cyanique. Il se forme en outre dans la cornue de l'acide malique et un peu d'acide acétique. Lorsque le sucre est dissous, on ajoute à la liqueur colorée en brun rougeâtre trois autres parties d'acide nitrique, et l'on continue à porter la dissolution à une nouvelle ébullition jusqu'à ce que le dégagement des gaz précités qui reprend son cours ait cessé; alors le liquide décoloré dans la cornue ne contient plus d'acide malique et acétique; ceux-ci sont convertis en un acide beaucoup plus oxigéné qui cristallise par refroidissement en prismes d'acide oxalique [1].

En opérant on a lieu d'observer que la quantité d'acide malique est moindre que celle du sucre employé, et que celle de l'acide oxalique l'est moins encore.

On pourrait remplacer dans cette opération le sucre par de la fécule, et beaucoup d'autres substances végétales, particulièrement de celles appartenant à la troisième classe, etc.

On purifie l'acide oxalique par dissolution et cristallisation.

Son extraction des plantes qui le contiennent.

458. On peut aussi obtenir cet acide en décomposant le sel d'oseille (oxalate acide de potasse), qu'on se procure en Suisse en faisant cristalliser le suc exprimé et clarifié par de l'argile du *rumex acetosella*, et en Angleterre de l'*oxalis acetosella*. A cet effet, on le dissout dans l'eau, et l'on verse dans la liqueur une dissolution d'acétate de plomb jusqu'à

[1] Si l'on traitait encore ce nouvel acide par l'acide nitrique, comme on l'a dit, on le transformerait en acide carbonique, en eau; et le dégagement des gaz en serait augmenté en reprenant son cours.

cessation de tout précipité. Le dépôt d'oxalate de plomb, étant bien lavé, est traité à l'aide de la chaleur par trois ou quatre fois son poids d'acide sulfurique faible. Lorsque le nouveau précipité (sulfate de plomb) qui se forme pendant l'ébullition est achevé, on ajoute à la liqueur contenant l'acide oxalique une suffisante quantité de litharge porphyrisée, pour en précipiter tout l'acide sulfurique qu'elle pourrait retenir, ce dont on s'assure en en filtrant une portion et en l'essayant par un peu d'eau de baryte. Alors, comme elle ne peut plus retenir qu'un peu de plomb, on le lui enlève en faisant passer au travers un courant d'hydrogène sulfuré, jusqu'à ce qu'il ne s'y produise plus de flocons noirs de sulfure de plomb. Filtrée et évaporée convenablement, elle laisse cristalliser de très beaux cristaux d'acide oxalique.

L'oxide oxalique seul ou combiné à l'ammoniaque, etc., est le réactif de la chaux dans un liquide quelconque. On s'en sert pour séparer le fer d'avec le titane et le cérium, pour purifier la zircone, et il est employé dans les manufactures de toiles peintes. Usages.

459. L'acide oxalique peut s'unir avec les bases ou oxides pour former des sels, de quatre manières différentes : il produit avec les unes des oxalates acides, avec d'autres des oxalates acidules, neutres, et avec excès de bases ; mais aucun oxide ou base ne peut par sa combinaison avec lui donner naissance à ces quatre variétés d'oxalates. La potasse en produit trois ; les autres, en général, n'en fournissent que deux. La quantité de base étant la même les quantités d'acide sont entre elles dans ces sels :: 1 : 2 :: 2 : 4 :: 4 : 8. C'est d'après cette composition, résultat de l'observation de Des oxalates.

M. Wollaston, que l'on peut appeler les oxalates acidules *bi-oxalates*, et les oxalates acides *quadroxalates*.

Propriétés générales.

460. Tous les oxalates sont susceptibles, ainsi que tous les sels formés par les acides végétaux, d'être décomposés par le calorique; seulement, comme leur acide est le plus oxigéné, il y a peu de charbon mis à nu dans leur décomposition par ce moyen.

Tous les oxalates en général sont insolubles à l'état neutre, excepté ceux d'alumine, de potasse, de soude et d'ammoniaque.

On remarque que les oxalates insolubles se dissolvent sensiblement par un excès de leur acide, tandis qu'au contraire les oxalates solubles laissent cristalliser un sel acide par la même addition.

Les bases qui, par l'intermède de l'eau, ont le plus d'affinité pour l'acide oxalique sont : la chaux, la baryte et la strontiane.

État naturel.

Jusqu'ici on n'a trouvé dans la nature que deux espèces de ce genre de sels : l'oxalate de chaux et celui de potasse. Le premier dans beaucoup de racines, telles que celles nommées *arrête-bœuf*, *curcuma*, *gingembre*, *valériane*, etc.; le second dans le *rumex* et *oxalis acetosella*, et dans les *rhubarbes*, etc.

Préparation.

Les quatre oxalates neutres solubles se préparent en unissant directement leur acide et leurs bases. Les autres s'obtiennent au moyen des dissolutions de ces quatre-ci, par la voie des doubles décompositions.

Usages.

De tous les sels de ce genre, il n'y a que l'oxalate de potasse et d'ammoniaque d'employés.

De l'oxalate de potasse neutre. 1.

461. L'oxalate neutre de potasse peut s'obtenir en saturant de l'acide oxalique par de la potasse ou du sous-carbonate de cette base. Sa dissolution ne cristallise bien que lorsqu'elle contient un petit excès d'acide ou d'alkali. Ses cristaux sont des rhomboïdes aplatis, terminés le plus souvent par des sommets dièdres. Sa saveur est amère et fraîche; il est soluble dans deux ou trois parties d'eau froide. Préparation.

Le bi-oxalate ou sel d'oseille, répandu dans le commerce, s'obtient, comme nous l'avons vu, du rumex et de l'oxalis acetosella; ces plantes sont pilées et mises en macération dans une certaine quantité d'eau pendant quelques jours. Après ce temps on les met à la presse pour en extraire tout le suc; ensuite on le fait chauffer légèrement pour le déféquer, et on le met ensuite en contact avec de l'argile pendant deux à trois jours. Celle-ci le décolore; après on le décante et on le fait évaporer. Les cristaux qu'on obtient d'une première cristallisation sont souvent verdâtres; on les purifie par de nouvelles dissolutions, etc. Retiré du rumex et de l'oxalis acetosella.

De l'oxalate d'ammoniaque. 2.

462. En saturant l'acide oxalique par de l'ammoniaque ou du carbonate de cette base, on obtient une dissolution qui, évaporée convenablement, donne des cristaux en tétraèdres longs et terminés par des sommets dièdres. Ce sel a une saveur piquante comme tous les sels ammoniacaux; il est employé comme réactif de la chaux libre ou combinée et Préparation.

pour reconnaître la thorine, qu'il précipite de ses dissolutions sous la forme d'une matière blanche, volumineuse, gélatineuse et demi-transparente.

De l'acide citrique. 3.

Son historique et sa préparation, etc.

463. C'est encore à Schéele que l'on doit la connaissance de l'acide citrique comme corps particulier; et c'est toujours par le procédé qu'il a indiqué qu'on l'extrait des limons, qui sont de tous les fruits ceux qui le contiennent en plus grande quantité. A cet effet, après avoir exprimé le suc des citrons, on le fait chauffer, et l'on y met peu à peu de la craie en poudre fine, jusqu'à ce que l'effervescence due au dégagement de l'acide carbonique ait cessé; et on favorise l'action en agitant la dissolution avec un tube de verre. Le citrate calcaire est insoluble; il se précipite; on le recueille sur un filtre et on le lave avec de l'eau chaude jusqu'à ce que ce liquide cesse de se colorer; on verse ensuite dans une capsule autant d'acide sulfurique, étendu de six fois son poids d'eau, qu'il en faudrait pour saturer le carbonate de chaux employé, et, au moyen d'un tube de verre, on y délaie le citrate. Alors on fait bouillir pendant un quart d'heure : on laisse refroidir, le sulfate de chaux se dépose. La liqueur, filtrée de nouveau et évaporée en consistance convenable, laisse former des cristaux d'acide citrique par son refroidissement.

Les cristaux ainsi obtenus, retiennent presque toujours de l'acide sulfurique. On les en débarrasse au moyen d'un peu de litharge porphyrisée qu'on agite

dans leur dissolution bouillante, et en agissant du reste comme pour l'acide malique (454.)

La dissolution d'acide citrique cristallise en prismes rhomboïdaux à pans inclinés entre eux sous des angles d'environ 60 à 120 degrés, terminés à chaque extrémité par quatre faces trapézoïdales qui embrassent les angles solides. Ces cristaux, suivant M. Berzelius, contiennent plus d'un sixième d'eau de cristallisation. Leur saveur est horriblement acide; dissous dans une quantité convenable d'eau, ils donnent à ce liquide une acidité agréable. Ils y sont solubles dans 0,75 parties à la température ordinaire, et à la chaleur de l'ébullition dans le tiers de leur poids.

Soumis à la distillation, l'acide citrique donne les mêmes produits que les matières végétales fournissent dans leur décomposition par le feu (431), et en outre un peu d'acide que les gaz qui se forment entraînent.

Cet acide est employé pour faire des limonades, et dans la teinture [1]. Usages.

464. Les bases peuvent, en se combinant avec l'acide citrique, former des sels, qui tous se dissolvent dans un excès de leur acide, et qui tous se décomposent par l'action d'une température plus ou moins élevée. Ils renferment dans leur composition, suivant M. Berzelius, une quantité d'oxigène dans leurs oxides proportionnelle à la quantité d'acide :: 1 : 7,277. Des citrates. Composition

Les citrates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de strontiane, de magnésie, de fer, sont solubles Préparation.

[1] On fait venir du midi, à grands frais, le suc de citron. Ne serait-il pas plus avantageux d'y combiner cet acide avec la chaux, et d'envoyer en place le citrate calcaire pour en retirer au besoin l'acide, comme il a été dit ci-dessus?

dans l'eau et cristallisent plus ou moins facilement. On les obtient en unissant directement leur acide avec leurs bases ou avec les carbonates. Ceux qui sont insolubles sont préparés par la voie des doubles décompositions.

État naturel. On n'a encore rencontré que le citrate de chaux en petite quantité dans quelques espèces de fruits.

Usages. Les citrates sont sans usages.

De l'acide tartrique. 4.

Historique. 465. Duhamel et Grosse, et, après eux, Margraff et Rouelle le jeune, démontrèrent que la crème de tartre était un composé de potasse uni à un acide; et c'est encore Schéele qui parvint à isoler ce dernier.

Préparation. Après avoir fait dissoudre du tartrate acide de potasse (crème de tartre) dans de l'eau bouillante, on sature son excès d'acide par de la craie ; il en résulte de l'acide carbonique qui se dégage avec effervescence, et un tartrate de chaux qui se précipite, la liqueur ne contient plus que du tartrate de potasse uni à un peu de tartrate calcaire. On y verse alors un excès d'hydro-chlorate de chaux; de là une double décomposition : un nouveau tartrate de chaux qui va rejoindre le premier, et un hydro-chlorate de potasse qui reste en dissolution. Le précipité, bien lavé pour le débarrasser de ce qu'il pourrait retenir de l'hydro-chlorate de potasse, est traité par les $\frac{3}{5}$ de son poids d'acide sulfurique concentré, étendu de quatre parties d'eau, et l'on opère ensuite comme il a été dit pour l'acide malique (454 *bis*).

Lorsque la liqueur ne renferme plus que de l'acide tartarique, on doit la faire évaporer jusqu'à ce qu'elle soit très concentrée. Alors on l'abandonne à elle-même, et elle laisse former lentement des cristaux dont la forme est tellement irrégulière que les chimistes ne sont point d'accord pour la déterminer. Le plus souvent, d'après Bergmann, ils affectent celle de lames assez larges et légèrement divergentes.

Ses propriétés.

L'acide tartrique (tartarique) cristallisé est blanc, peu transparent, très soluble dans l'eau, s'y recouvrant de moisissures au bout de plus ou moins de temps, très acide, inaltérable à l'air, éprouvant la fusion aqueuse à 120° + 0, terme où il entre en ébullition dans l'eau qui lui est propre; en parfaite fusion, il est limpide et transparent; refroidi, il se prend en masse et devient déliquescent; à une chaleur plus élevée, il se boursoufle, se décompose en répandant une odeur sensible de caramel et finit même par s'enflammer; si l'expérience se fait en vases clos, il laisse sublimer, au milieu du courant des gaz provenant de sa décomposition un acide appelé *pyro-tartrique*.

Souvent, lorsque l'on triture l'acide tartrique, il se réduit en une espèce de pâte.

On croyait dans ces derniers temps que l'acide tartrique avait la propriété de former avec l'acide borique, un composé très soluble dans l'eau. D'après M. Vogel, on peut, au contraire, les séparer l'un de l'autre d'un mélange à parties égales, par ce liquide qui dissout le premier et laisse l'acide borique presque entièrement.

Usages.

L'acide tartrique jusqu'à présent n'est utile que

pour faire des limonades en remplaçant ainsi le suc de citron ou l'acide citrique, seulement il est légèrement laxatif dans ces sortes de boissons.

Des tartrates.

466. L'acide tartrique, en s'unissant aux bases, forme des sels qui, de même que tous les sels végétaux, peuvent être décomposés par l'action du calorique. Lorsqu'ils sont neutres et à bases de potasse, de soude, d'ammoniaque, de magnésie, de deutoxide de cuivre, ils sont solubles dans l'eau; les autres, en général, y sont insolubles. On observe que les premiers le deviennent moins par un excès de leur acide, et qu'ils s'en déposent sous forme cristalline, tandis que les seconds, au contraire, s'y dissolvent par la même addition. C'est ce qui fait que la plupart des acides forts troublent les dissolutions des tartrates de potasse, de soude et d'ammoniaque, en les faisant passer à l'état de *sur-sels*, et qu'ils facilitent la dissolution de ceux qui sont insolubles à moins qu'ils ne puissent en dissoudre la base.

La chaux, ensuite la baryte et la strontiane, paraissent avoir, par l'intermède de l'eau, plus d'affinité pour l'acide tartrique que les autres bases.

Tartrates doubles.

467. Les tartrates de potasse, de soude et d'ammoniaque peuvent non seulement, en se combinant ensemble, former des sels doubles, mais encore produire de semblables résultats en s'unissant aux autres tartrates. Tous les différents sels doubles qui en proviennent sont plus ou moins solubles dans l'eau, et celui de chaux, uni soit avec celui de potasse, de soude ou d'ammoniaque, ne peut même exister que dans ce liquide; car aussitôt qu'on évapore sa disso-

lution, le tartrate calcaire simple reprend sa cohésion et s'en sépare en grande partie.

Les tartrates de potasse et de chaux sont les seuls qu'on rencontre dans la nature : le premier est assez abondant; on le trouve avec l'autre, qui est plus rare, dans les raisins; et seul, il existe encore dans le tamarin. État naturel.

468. On prépare les tartrates neutres solubles en combinant directement l'acide tartrique avec leurs bases ou avec les carbonates. Celui de potasse excepté, les autres s'obtiennent par la voie des doubles décompositions, à moins qu'il ne puisse en résulter des tartrates doubles solubles; dans ce cas, on les formerait directement, en ayant soin de mettre un petit excès d'acide. Préparation.

Les tartrates doubles, composés de tartrate de potasse, se font en faisant bouillir dans de l'eau de la crème de tartre (sur-tartrate de potasse) avec un oxide ou un carbonate; et ceux, formés des tartrates de soude et d'ammoniaque, en remplaçant la crème de tartre par ceux-ci et agissant de la même manière.

Dans les tartrates neutres, la quantité de l'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide :: 1 : 12,14. Composition

Cinq tartrates sont employés dans les arts et dans la médecine. Ils sont à bases de potasse avec excès d'acide, de potasse à l'état neutre, de potasse et de soude, de potasse et de fer, de potasse et d'antimoine. Nous allons les examiner succinctement. Usages.

Du sur-tartrate de potasse. 1.

469. Le sur-tartrate de potasse se dépose avec un peu Crème de tartre.

de lie sur les parois internes des tonneaux dans lesquels on conserve le vin, et forme la matière connue sous le nom de *tartre blanc* ou *rouge*, selon la couleur de ce liquide. Sa purification repose sur la propriété qu'il a d'être soluble dans l'eau chaude et de l'être, au contraire, très peu dans l'eau froide. On l'exécute en grand à Montpellier, où l'on emploie 4 à 5 pour 100 d'une terre argileuse qu'on délaie dans la dissolution du tartre pour en faciliter la décoloration.

Ses propriétés. Le tartrate acide de potasse cristallise en prismes quadrangulaires, courts, coupés de biais aux deux extrémités. Ces cristaux renferment sur 100, 4,74 d'eau de cristallisation et sont faciles à réduire en poudre. Il est soluble dans soixante parties d'eau bouillante et seulement dans cent parties d'eau froide, et tout-à-fait insoluble dans l'alcool. Sa saveur est acide, et il n'éprouve aucune altération dans son contact avec l'air. Dissous dans l'eau, il se décompose, suivant Berthollet, au bout d'un temps plus ou moins considérable : sa dissolution se trouble et il s'en précipite des flocons muqueux; il contient alors du sous-carbonate de potasse coloré par un peu d'huile.

Soumis, dans une cornue, à l'action du calorique, il se décompose, et au milieu des gaz auxquels il donne naissance, il laisse sublimer un acide appelé *pyro-tartrique*.

Composition Ce tartrate paraît contenir, ainsi que les tartrates acides de soude et d'ammoniaque, par rapport à leurs tartrates neutres, deux fois autant d'acide que le sien.

Usages. 470. En pharmacie, la crème de tartre sert à former les tartrates doubles, que nous verrons tout à l'heure, les boules de Nanci, la teinture de mars de

Ludovic, de mars tartarisée, etc. : mêlée avec le borate de soude, elle forme la crème de tartre soluble, qui, comme elle-même, est un léger purgatif; elle sert aussi pour donner de la fixité aux couleurs dans les manufactures de toiles peintes. Nous avons vu qu'en la brûlant avec du nitre, on obtenait un carbonate de potasse avec lequel on obtient l'hydrate de cette base. C'est en jetant dans un creuset rouge de feu un mélange de deux parties de nitre et une de tartre, qu'on obtient pour résidu le *flux blanc*, et en opérant ainsi sur deux parties de tartre et une de nitre, qu'on se procure le *flux noir*. Enfin, c'est en calcinant du tartrate de potasse avec de l'antimoine ou avec du bismuth, que M. Vauquelin a obtenu des alliages de ces métaux et de potassium, et c'est en opérant ainsi avec l'étain et le plomb que M. Sérullas a formé l'union de ces métaux-ci avec le potassium. M. Berzelius a reconnu tout nouvellement que l'acide columbique était très soluble dans la dissolution concentrée de crème de tartre.

Flux blanc et noir.

Alliages de potassium.

Du tartrate de potasse. 2.

471. Le tartrate neutre de potasse est connu en médecine sous le nom de *sel végétal* : on le prépare en jetant par petites portions, dans une dissolution bouillante de sous-carbonate de potasse, de la crème de tartre pulvérisée, jusqu'à ce qu'elle n'y produise plus, en l'y agitant avec un tube de verre, une effervescence due au dégagement de l'acide carbonique. On essaie alors la liqueur avec du papier de tournesol, qu'elle ne doit ni rougir ni verdir; et c'est à quoi l'on parvient

Préparation.

toujours en y ajoutant soit un peu de carbonate de potasse ou de crème de tartre. La liqueur filtrée, pour en séparer une petite quantité de tartrate de chaux, et concentrée, jusqu'à pellicule, par évaporation, laisse, au bout de plus ou moins de temps, former des cristaux en prismes rectangulaires à quatre pans, aplatis, terminés par des sommets dièdres. La saveur de ce sel est amère.

Usages. La médecine fait usage du sel végétal comme purgatif et diurétique.

Du tartrate de potasse et de soude. 3.

472. Seignette, qui était apothicaire à La Rochelle, a donné son nom au tartrate de potasse et de soude, qu'il forma le premier, et dont il tint la préparation secrète. Ce sel fit sa fortune. Il le recommanda, dans une dissertation qu'il en publia en 1672. Bientôt après le *sel de Seignette* fut un purgatif à la mode.

Pour l'obtenir, on remplace, dans la préparation du précédent, le sous-carbonate de potasse par celui de soude, et l'on agit de la même manière. Sa dissolution laisse former des cristaux en prismes à huit ou dix pans inégaux, ayant leurs extrémités tronquées à angles droits. Ces pans sont ordinairement coupés en deux dans la direction de leur axe; ce qui a fait dire aux anciens chimistes que ce sel cristallisait en tombeau.

Ce sel a une saveur un peu amère; il est efflorescent, soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid. Sa densité est de 1,757.

Du tartrate de potasse et de fer. 4.

473. Le tartrate de potasse et de fer se prépare en faisant bouillir dans de l'eau un mélange fait à parties égales de crème de tartre et de limaille de fer : la liqueur, filtrée et évaporée convenablement, donne des cristaux verdâtres en petites aiguilles, d'une saveur styptique. Ce sel fait la base de plusieurs préparations pharmaceutiques.

Du tartrate de potasse et d'antimoine, ou émétique. 5.

474. Le tartrate de potasse et d'antimoine, connu autrefois, et même encore, sous les noms d'*émétique*, de *tartre stibié*, de *tartre émétique*, etc., fut décrit pour la première fois, en 1631, dans un ouvrage d'Adrien Mynsicht, ayant pour titre : *Thesaurus medico-chimicus*. Historique.

On a donné plusieurs procédés pour l'obtenir : le suivant est le plus généralement employé. On fait bouillir dans un vase de verre, pendant une demi-heure, un mélange à parties égales de crème de tartre et de verre d'antimoine pulvérisés, dans six fois son poids d'eau, en agitant la liqueur avec un tube de verre presque continuellement; on la filtre ensuite et on la fait évaporer jusqu'à siccité, après quoi on reprend le résidu par de l'eau bouillante, et l'on filtre encore cette nouvelle dissolution, qui, par une évaporation jusqu'à légère pellicule, laisse former, par Préparation.

le refroidissement et le repos, des cristaux de tartrate de potasse et d'antimoine.

On a lieu de remarquer, pendant l'opération, que la liqueur se colore plus ou moins en jaune, qu'il s'en dégage un peu d'hydrogène sulfuré, et qu'elle contient quelques flocons de kermès. Enfin, lorsqu'on la fait évaporer convenablement, et qu'on la laisse refroidir, elle prend souvent une consistance gélatineuse, après avoir laissé déposer des cristaux d'émétique en tétraèdres, recouverts çà et là de tartrate de chaux cristallisés en aiguilles, partant toutes d'un centre commun.

Théorie de la formation de l'émétique.

475. La théorie de cette opération s'explique ainsi: 1° le verre d'antimoine doit être considéré comme un composé de sulfure d'antimoine et de protoxide de ce métal; plus, d'un peu de silice et d'une petite quantité de fer. 2° La crème de tartre est formée de sur-tartrate de potasse, retenant un peu de tartrate de chaux. Cela posé, on dit : l'eau est décomposée par les différentes affinités de l'hydrogène pour le soufre, d'une part, et de l'autre, de l'oxigène pour l'antimoine, et de l'excès de l'acide tartrique pour le protoxide d'antimoine. Les produits de cette réaction sont, dans la dissolution bouillante, 1° de l'émétique, provenant de l'union du tartrate acide de potasse avec le protoxide d'antimoine, qui en sépare le tartrate de chaux, sensiblement soluble à cette température; 2° des flocons de kermès, résultant de la combinaison de l'hydrogène sulfuré, dont une partie se dégage à l'état gazeux, avec le protoxide d'antimoine; 3° d'une petite quantité de tartrate de fer, fournie par l'union de l'oxide de fer axec un peu de crème de tartre; en-

fin de la silice, provenant des fours où l'on grille le sulfure d'antimoine pour le convertir en verre, et qui donne à la liqueur, évaporée jusqu'à un certain point, la consistance de gelée.

Par l'évaporation jusqu'à siccité, on fait reprendre à la silice toute sa cohésion; alors elle reste sur le filtre avec le kermès. Quant aux tartrates de chaux et de fer, il est évident qu'on s'en débarrasse par la dissolution et la cristallisation.

Quoi qu'il en soit, on retire des eaux-mères de nouvel émétique, en les filtrant et les évaporant jusqu'à ce qu'elles en soient épuisées.

Propriétés.

Le tartrate de potasse et de protoxide d'antimoine, ou émétique, cristallise en tétraèdres réguliers et quelquefois en octaèdres. Ses cristaux sont incolores, transparents, solubles dans quinze fois leur poids d'eau froide, et dans deux fois leur poids lorsqu'elle est bouillante. L'émétique s'effleurit légèrement à l'air: sa saveur est âcre et nauséabonde; il rougit le tournesol: enfin, tout le monde connaît son action délétère sur l'économie animale. Il donne la mort, lorsqu'on le prend intérieurement seulement à la dose d'un ou deux grammes.

Lorsque l'on verse dans une dissolution d'émétique des hydro-sulfates de potasse ou de soude, on a du kermès pour précipité, tandis que par un courant d'hydrogène sulfuré, on obtient tout à la fois du kermès et de la crème de tartre.

Toutes les décoctions de racines, écorces, etc., qui contiennent des matières tannantes ou astringentes, décomposent subitement l'émétique. Le précipité qui s'en sépare est formé d'une substance végétale unie

avec de l'oxide d'antimoine : en conséquence on doit s'abstenir de l'administrer dans ces sortes de véhicules.

Usages. La médecine fait usage de l'émétique comme vomitif et purgatif, etc.

Son réactif. 476. Le meilleur réactif pour reconnaître la présence de ce corps dans un liquide, est la dissolution dans de l'eau distillée de la matière tannante, obtenue de la noix de galle par le moyen de l'éther, en suivant le procédé de M. Laubert. Cette matière, ainsi dissoute, décèle des atomes d'émétique, en formant avec lui un précipité caillebotté plus ou moins blanchâtre.

De l'acide gallique. 5.

Historique, état naturel et préparation, etc. 477. L'acide gallique, découvert par Schéele en 1786, ne se rencontre que dans la noix de galle, excroissance qui se forme sur les feuilles de quelques espèces de chêne par la piqûre d'un insecte qui y dépose ses œufs, et dans plusieurs écorces contenant de la matière tannante; on a donné plusieurs procédés pour l'extraire de ces substances. Nous ne décrirons que celui de Schéele, perfectionné par M. Braconnot; il consiste à faire digérer pendant quatre jours 250 grammes de noix de galle pulvérisée dans un litre d'eau, en agitant de temps en temps ce mélange, on filtre ensuite, et on abandonne la liqueur à elle-même dans un vase ouvert; au bout de deux mois on trouve qu'elle s'est recouverte de moisissures, et qu'elle a laissé déposer une assez grande quantité de cristaux d'acide gallique, que l'on sépare du liquide par une forte expression dans une toile; on fait

ensuite évaporer la liqueur, séparée des cristaux, jusqu'à ce qu'elle soit réduite en consistance sirupeuse; par le refroidissement et le repos elle fournit encore une nouvelle quantité d'acide que l'on sépare de la même manière; alors on abandonne à lui-même le marc de la noix de galle, restant de la décoction, après l'avoir humecté d'eau, pour qu'il subisse la fermentation; ensuite repris par de l'eau bouillante, il fournit encore une quantité additionnelle de cristaux. L'acide gallique ainsi obtenu est coloré et mélangé à une poudre insoluble; pour le purifier on le fait bouillir dans de nouvelle eau, et on filtre sa dissolution toute bouillante, et par le refroidissement on obtient des cristaux d'acide gallique, qui ne sont plus que légèrement colorés en jaune; on leur enlève entièrement cette couleur en les faisant bouillir de nouveau dans huit fois leur poids d'eau avec cinq fois leur poids de charbon animal (noir d'ivoire); la liqueur filtrée encore chaude laisse déposer en se refroidissant des cristaux d'acide gallique, blancs comme de la neige.

Acide ellagique.

478. Le dépôt qui se produit spontanément dans l'infusion de noix de galle renferme, outre l'acide gallique et la matière colorante, un peu de gallate et de sulfate de chaux, et un nouvel acide annoncé en 1815 par M. Chevreul; acide que M. Braconnot a proposé de nommer *ellagique* du mot galle renversé. Comme ce dernier acide est sans usages, nous n'en parlerons pas.

Usages.

L'acide gallique est un des réactifs des sels de fer, etc.

Théorie.

La théorie de l'extraction de l'acide gallique peut

s'expliquer ainsi : l'eau dissout cet acide avec la matière tannante à laquelle il est uni dans la noix de galle ; avec le temps et le contact de l'air cette matière se décompose en produisant de la moisissure et de l'acide *ellagique ;* celui-ci étant insoluble même dans l'eau bouillante se précipite et entraîne la matière colorante avec l'acide gallique. On en sépare ce dernier comme nous venons de le voir.

Des gallates.

479. Les gallates de potasse, de soude, d'ammoniaque, et peut-être ceux à bases salifiables végétales[1], paraissent être les seuls solubles ; on les obtient en unissant directement leur acide avec leurs bases ; les autres se préparent par la voie des doubles décompositions.

Les gallates, jusqu'à présent, ont été peu étudiés, et sont restés sans usages.

Sur les 29 substances admises au rang des acides végétaux, nous venons d'en étudier les cinq principales, qui sont : les acides acétique, citrique, oxalique, tartrique et gallique. Nous avons vu quels sont les sels utiles aux arts et à la médecine qu'ils peuvent former. Comme l'histoire des acides malique, pyro-malique, pyro-tartrique et ellagique en dépend, nous avons dû en parler, quoiqu'ils soient sans usages. Il ne nous reste plus maintenant, pour finir l'étude abrégée de ce genre de corps, qu'à nous occuper de la description des 19 autres ; mais comme la plupart de ces acides ne sont utiles que parce qu'ils

[1] Dans l'histoire des différents genres de sels, nous n'avons pas parlé de l'union des bases salifiables végétales avec les acides, quoiqu'il y ait déjà beaucoup de leurs sels de connus. Nous y reviendrons en faisant la description de ces bases (499).

font nombre en chimie, nous ne décrirons la préparation que de quelques uns, qui peuvent, à l'état de sels, servir de réactifs.

De l'acide benzoïque. 1.

480. L'acide benzoïque ou acide du benjoin existe dans les baumes naturels, et dans les urines de quelques animaux herbivores. État naturel.

On l'extrait ordinairement en mettant du benjoin concassé dans un pot de terre dont les bords supérieurs sont usés, et que l'on recouvre d'un long cône de carton troué à son sommet; on place cet appareil ainsi disposé sur un fourneau, et on le chauffe modérément; le benjoin alors fond, et l'acide s'en sublime et cristallise dans le cône sous la forme d'aiguilles minces, blanches et satinées. De temps en temps on élève ce cône, et on en fait tomber l'acide au moyen de la barbe d'une plume; on continue ainsi jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien, le résidu est alors de la résine de benjoin plus ou moins charbonnée. Préparation.

L'acide ainsi obtenu n'est pas pur, il retient encore une petite quantité de résine, qui le colore et lui donne de l'odeur; on le purifie en le faisant chauffer, avec son poids d'acide nitrique, dans une cornue de verre munie d'un récipient, jusqu'à ce que le mélange soit réduit à siccité; le résidu est ensuite fondu dans de l'eau bouillante, et la dissolution laisse cristalliser l'acide benzoïque pur. On voit que l'acide nitrique n'agit que sur la résine et sur la matière colorante, qu'il détruit.

Propriétés. L'acide benzoïque pur est inaltérable à l'air, blanc, inodore, en aiguilles brillantes, légèrement ductile, rougissant l'infusion de tournesol, particulièrement à l'aide d'un peu de chaleur; sa saveur est sensiblement amère et piquante; chauffé dans un vase ouvert, il se réduit en fumées blanches, qui provoquent la toux, et qui s'enflamment par le contact d'un corps en ignition; fondu, il se prend par le refroidissement en une masse assez dure, composée dans son milieu d'une multitude de petites aiguilles divergentes. Cet acide est peu soluble, l'eau bouillante en dissout la 25^{e} partie de son poids, et froide elle n'en prend que les 0,020; il est beaucoup plus soluble dans l'alcool, etc.

Usages. Cet acide est sans usage, ainsi que tous les sels qu'il forme en s'unissant aux bases qui ont été à peine étudiées.

Benzoates et leur composition. C'est en combinant directement, par l'intermède de l'eau, l'acide benzoïque avec les bases salifiables, que l'on produit les benzoates. D'après M. Berzelius, l'oxigène dans leur oxide est à la quantité de leur acide :: 1 : 15,098.

Benzoate d'ammoniaque. 481. M. Berzelius recommande le benzoate d'ammoniaque comme un excellent réactif pour reconnaître les dissolutions de fer, qu'il précipite en couleur orange. D'après ce savant, ce sel ne produit cette couleur dans aucun autre sel en liqueur.

Le benzoate d'ammoniaque ne cristallise que difficilement, étant délisquescent et conséquemment très soluble dans l'eau. Ces cristaux prennent la forme de plumes. On le prépare en combinant directement son acide et sa base.

De l'acide camphorique. 2.

482. L'acide camphorique, découvert en 1785 par M. Kosegarten, est sans usages. Il cristallise en barbes de plumes opaques et blanches, sa saveur est un peu amère, son odeur rappelle celle du safran; il est fusible et volatil, soluble dans dix fois son poids d'eau bouillante, et dix fois moins soluble dans ce liquide à 19°; l'alcool le dissout beaucoup plus facilement. On l'obtient en distillant sur du camphre de l'acide nitrique, qui, lorsqu'il est passé à moitié dans le récipient, doit être remis dans la cornue, c'est-à-dire *cohobé,* et l'on agit encore de même une seconde fois; ensuite, quand il est réduit au quart de son volume, il laisse cristalliser l'acide camphorique par le refroidissement. Historique, propriétés, usages, etc. Préparation.

L'acide camphorique, étant uni directement avec la plupart des bases de la deuxième section, forme, par l'intermède de l'eau, des sels sans usages, et cristallisant pour le plus grand nombre. Des camphorates.

De l'acide fungique. 3.

483. L'acide fungique est, ainsi que ses sels, un corps sans utilité; il a été découvert par M. Braconnot, dans les champignons, et libre dans la *pezize noire,* et uni à la potasse dans le *bolet du noyer.* (*Voy.* Ann. de chimie, tom. LXXXVII, p. 237 et 253.)

De l'acide igasurique. 4.

484. L'acide igasurique, uni à la strychnine, a été découvert par MM. Pelletier et Caventou, dans leurs belles expériences sur plusieurs produits des plantes du genre *strychnos*.

Ce corps est à peine connu et sans usages. (*Voy.* Ann. de chimie et de physique, tom. X. pag. 142.)

De l'acide kinique. 5.

Historique, préparation, usages, etc.

485. En faisant infuser du quinquina à froid dans de l'eau, et concentrant ensuite la macération par la chaleur, on obtient un sel qui se sépare de la liqueur abandonnée à elle-même, et qui, pour la première fois, a été obtenu par M. Deschamps, pharmacien à Lyon. M. Vauquelin a reconnu que ce sel était le résultat de l'union de la chaux avec un acide qu'il a nommé *kinique*, dont il l'a séparé par l'acide oxalique. Cet acide rougit le tournesol, cristallise difficilement; ses cristaux affectent la forme de lames divergentes; sa saveur est forte; il ne précipite point les nitrates de plomb, d'argent, et de mercure.

Les sels terreux et alkalins qu'il peut produire sont tous solubles et cristallisables.

Cet acide est sans usages, et les kinates sont peu connus.

De l'acide laccique. 6.

486. M. John ayant traité de la lacque en poudre par l'eau, l'alcool et l'éther, a obtenu un acide qu'il a

nommé *laccique*. Ce corps paraît pouvoir cristalliser; sa couleur est celle du vin jaune clair; sa saveur est acide, et il est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Du reste, tout-à-fait sans usages. (*Voyez* Ann. de chimie et de phys. tom. I, page 445.)

De l'acide margarique. 7.

Nous n'examinerons l'acide margarique qu'en faisant l'étude des graisses.

De l'acide méconique. 8.

487. La découverte de l'acide méconique date de 1805; elle est due à M. Sertuerner, pharmacien à Eimbeck, il la fit dans l'opium, qui, jusqu'à présent, est la seule substance où l'on ait rencontré cet acide.

L'acide méconique est blanc, fusible, volatil, très soluble dans l'eau et dans l'alcool; sa dissolution évaporée convenablement laisse former des cristaux, tantôt en longues aiguilles, et tantôt en lames carrées; il rougit le tournesol et forme avec la morphine, la potasse, la soude, la chaux, l'ammoniaque, la baryte, des sels que l'eau dissout plus ou moins facilement. Il donne aux dissolutions des sels de fer per-oxidés une couleur rouge des plus vives, sans y produire de précipité. Il détermine dans la dissolution du sulfate de cuivre une belle teinte de vert émeraude, et laisse ensuite former un dépôt d'un jaune pâle. Il trouble aussi la dissolution de deuto-chlorure de mercure. Propriétés.

Le meilleur procédé pour l'obtenir a été donné par

M. Robiquet (*voyez* Ann. de chimie et de physique, tom. V, pag. 21 et 280.)

De l'acide mellitique. 9.

488. L'acide mellitique n'a encore été trouvé qu'uni à de l'alumine, dans un minéral très rare nommé *honigstein* et *mellite* ou *pierre de miel*, découvert par Werner en 1790; aussi est-il sans usages. Il a une saveur acide et puis amère; il cristallise en petits prismes durs, isolés, ou quelquefois en aiguilles peu solubles dans l'eau, etc. (*Voy.* Ann. de chimie, tom. XXXVI, page 203, et tom. XLIV, page 232.)

De l'acide ménispermique. 10.

489. Il paraîtrait, selon M. Boullay, qu'il existe un nouvel acide dans le fruit d'une plante des Indes orientales appelé *coque du Levant* (menispermum cocculus), dans lequel il a déjà découvert la *picrotoxine*. Cet acide aurait pour principaux caractères
Ses propriétés. 1° de former un sel peu soluble avec la baryte et de ne point troubler l'eau de chaux; 2° de précipiter le nitrate de mercure en gris, le nitrate d'argent en jaune foncé, l'hydro-chlorate d'étain en jaune, et l'hydro-chlorate d'or en rouge brun; 3° de ne point former de précipité dans la dissolution de proto-sulfate de fer, et d'en occasioner un de couleur vert foncé, très abondant dans celle du deuto-sulfate de fer, etc.; 4° enfin, de ne pas être susceptible de

passer à l'état d'acide oxalique par l'action de l'acide nitrique, et d'être soluble dans l'eau.

Préparation. On l'obtiendrait en versant du nitrate de baryte dans une forte infusion de coques du Levant; le précipité qui s'y formerait, recueilli sur un filtre, étant lavé avec de l'alcool pour lui enlever sa matière colorante, serait regardé comme du ménispermate de baryte qui, séché et traité par son poids d'acide sulfurique étendu de moitié d'eau, se transformerait en acide ménispermique soluble, en laissant déposer le sulfate de baryte.

Il est sans usages.

De l'acide morique. 11.

Historique et propriétés. 490. L'acide morique n'a encore été trouvé que combiné avec la chaux dans l'écorce du *mûrier blanc* (morus alba). La découverte en fut faite, en 1803, par M. Klaproth. Cet acide rougit le tournesol; sa saveur est âcre: il est jaunâtre, soluble dans l'eau et l'alcool; sa dissolution le laisse cristalliser en aiguilles très déliées. Chauffé dans une cornue, une partie s'en décompose, et l'autre, au milieu des gaz, vient cristalliser par sublimation en aiguilles transparentes et sans couleur. Il peut former des sels avec plusieurs bases. Les morates n'ont point encore été étudiés.

Sa préparation. Pour l'obtenir, on prend des écorces de mûrier blanc recouvertes de morate de chaux qui est soluble dans 28 fois son poids d'eau bouillante, et on les traite à chaud par une grande quantité d'eau distillée, qui, évaporée, laisse le morate pour résidu; celui-ci, mis dans un excès d'acétate de plomb en dissolution, forme

pendant l'ébullition un morate de plomb insoluble, qu'on traite ensuite comme le malate de plomb (454).

Cet acide est sans usages.

De l'acide mucique. 12.

Historique.

491. En 1780, Schéele fit la découverte de l'acide mucique, en cherchant à savoir s'il obtiendrait l'acide oxalique pour produit de l'action de l'acide nitrique sur le *sucre de lait*, de même qu'en se servant de sucre. Au lieu d'acide oxalique, il trouva dans la cornue une poudre blanche qu'il reconnut pour être un nouvel acide qu'il appela *saccho-lactique*. Cet acide est sous la forme de poudre blanche, graveleuse, d'une saveur faiblement acide, peu soluble dans l'eau, un peu plus à chaud qu'à froid. Soumis dans une cornue à l'action du calorique, il fond, se décompose, et il se produit un acide particulier qui se sublime, appelé *pyro-mucique*.

Des mucates.

L'acide mucique peut s'unir aux bases et former des sels qui, d'après M. Berzelius, renferment dans leur composition des oxides dont la quantité d'oxigène est à celle de l'acide :: 1 : 13,185. Ils sont, ainsi que leur acide, sans usages.

De l'acide nancéique. 14.

492. Selon M. Braconnot, il se forme, dans plusieurs substances végétales qui passent à l'acescence,

un acide particulier, auquel il a donné le nom de *nancéique*. Il l'a trouvé dans le riz aigri, les haricots et les pois bouillis et acescents, etc.

(*Voy.* Ann. de chimie, tom. LXXXVI, pag. 84.)

De l'acide oléique. 15.

L'acide oléique, de même que l'acide margarique, ne sera examiné que dans l'histoire des graisses.

De l'acide rheumique. 16.

493. L'acide rheumique a été découvert par M. Henderson dans la racine indigène appelée *rheum raponticum* (rhubarbe commune); il en publia la description en 1816. Cet acide est blanc, en cristaux aiguillés, légèrement déliquescent à l'air, soluble dans deux fois son poids d'eau. Le caractère principal qui le distingue de tout autre acide végétal connu est de pouvoir dissoudre le mercure avec facilité et effervescence; mais cette dernière propriété mérite confirmation. Historique.

De l'acide subérique. 17.

494. En 1787, M. Brugnatelli fit la découverte de l'acide subérique en faisant agir l'acide nitrique sur le liége, écorce d'une espèce de chêne appelé *quercus suber*. On annonça ensuite que cet acide n'était autre chose que l'acide oxalique. Enfin, MM. Bouillon-Lagrange et Chevreul ayant étudié avec soin l'acide subérique ont démontré qu'il était d'une nature particulière. Historique.

Sa préparation. 495. On l'obtient en distillant et cohobant six parties d'acide nitrique sur une de râpure de liége : lorsque l'acide n'a plus d'action sur ce corps, on fait évaporer la liqueur jusqu'en consistance d'extrait, en l'agitant pendant l'évaporation avec une spatule. Parvenue dans cet état, on verse dessus de l'eau chaude, et on maintient le mélange pendant quelque temps à la chaleur du bain de sable ; par le refroidissement, il s'en sépare deux matières solides ; l'une se fige et vient à la surface du liquide comme le ferait du beurre fondu, on l'enlève avec une carte ; l'autre se précipite sous la forme de flocons. La liqueur, séparée de ces deux substances, contient l'acide subérique. Il ne s'agit plus que de la concentrer pour qu'elle le laisse déposer sous la forme d'une substance pulvérulente d'un blanc jaunâtre. On le décolore en le lavant avec un peu d'eau froide, et on le purifie entièrement en le faisant dissoudre dans ce liquide bouillant, dont on le retire par refroidissement.

Propriétés. L'acide subérique ainsi obtenu est très blanc, légèrement aigre, ayant peu d'action sur le tournesol ; fusible comme une graisse, et cristallisant alors en longues aiguilles ; lorsqu'on le met sur des charbons incandescents, il se volatilise en répandant une odeur de suif très caractéristique. Il est plus soluble dans l'alcool que dans l'eau ; 80 parties de celle-ci n'en peuvent dissoudre, à $13^{\circ} + 0$, qu'une partie, etc.

Subérates. Il peut s'unir à plusieurs bases en les unissant directement avec lui. Les subérates sont sans usages : ils ont été examinés par M. Bouillon-Lagrange (*voy.* Ann. de chimie, tom. XXIII, pag. 52).

De l'acide succinique, tiré de l'ambre jaune. 18.

496. On trouve dans quelques endroits, à de certaines profondeurs en terre, et sur les côtes de plusieurs mers, particulièrement de la Baltique, une substance *sui generis*, solide, transparente, d'une couleur jaune, brune, rougeâtre, etc., susceptible de prendre un beau poli, dont les anciens ont eu connaissance sous les noms d'*electrum*, *succinum*, et dont on obtenait en la distillant un sel volatil, connu d'Agricola sous la dénomination de *sel d'ambre*. La nature de ce sel resta cachée jusqu'à Boyle, qui découvrit que c'était un acide qu'il appela *succinique*.

État naturel du succin.

Historique.

On se procure cet acide en remplissant à moitié de succin une petite cornue de verre, adaptée à un récipient tubulé, et placée sur un petit fourneau, dans lequel on la chauffe modérément. D'abord il passe un *flegme* insipide, puis un acide faible qui serait, suivant Schéele, de l'acide acétique, enfin l'acide succinique apparaît et vient cristalliser dans le col de la cornue. Le succin alors a éprouvé tout son boursouflage, et il s'affaisse. Si l'on continuait à chauffer, il passerait une huile épaisse retenant un peu d'acide.

Préparation.

497. Cet acide, ainsi obtenu, est sali par un peu d'huile qui s'est formée pendant l'opération. Plusieurs procédés sont indiqués pour le purifier, le meilleur est celui donné par Guyton-Morveau; il consiste à distiller, à une chaleur très modérée, de l'acide nitrique sur l'acide succinique, de manière que celui-ci ne puisse se sublimer. Suivant Richter, il en est un

Sa purification.

préférable. On fait, suivant lui, dissoudre l'acide succinique dans l'eau bouillante, l'on sature cette dissolution, quand elle est filtrée, par de la potasse ou de la soude, et on la fait bouillir avec de la poudre de charbon, qui lui enlève sa partie colorante. Filtrée encore de nouveau, elle ne contient plus que du succinate de potasse ou de soude, que l'on décompose par la voie des doubles décompositions, en se servant du nitrate de plomb. Un succinate de plomb insoluble en est le produit. Celui-ci traité par l'acide sulfurique et la litharge comme l'oxalate de plomb (458) laisse l'acide succinique pur.

Propriétés. L'acide succinique ainsi purifié est volatil, blanc, transparent, brillant; ses cristaux ont la forme de prismes triangulaires feuilletés, acides et rougissant le tournesol, plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Des succinates. 498. L'acide succinique peut s'unir aux bases salifiables; les sels qui en résultent ont été jusqu'à présent peu étudiés; ils renferment dans leur composition, suivant M. Berzelius, des oxides dont la quantité de leur oxigène est à celle de l'acide : : 1 : 6, 28.

On prépare les succinates solubles d'alumine, de magnésie, de potasse, de soude et d'ammoniaque, etc., en combinant directement l'acide succinique avec ces bases. Lorsque parmi les autres il y en a d'insolubles, on peut les obtenir par la voie des doubles décompositions.

Du succinate d'ammoniaque.

Le succinate d'ammoniaque cristallise difficilement; ses cristaux sont aiguillés, sa saveur est rêche, pi-

quante et amère ; il se sublime sans éprouver de décomposition. C'est un excellent réactif pour précipiter les sels de fer peroxidé; il forme dans leurs dissolutions un succinate insoluble d'un rouge de chair foncé. Il est employé également, de même que les succinates de potasse et de soude, pour séparer l'oxide de fer, de l'oxide de manganèse, dont il précipite le premier en laissant tout-à-fait le second dans la liqueur. Quoique ce procédé soit excellent, on ne l'emploie guère : il est trop dispendieux.

De l'acide produit par la combustion lente de l'éther. 19.

On a Annoncé dans les Annales de chimie et de physique, tom. IV, pag. 350, qu'il se formait un acide dans la combustion lente de l'éther, lorsque l'on plonge un fil de platine de $\frac{1}{60}$ de pouce de diamètre chauffé au point de n'être pas lumineux dans l'obscurité, dans la vapeur qui se forme immédiatement au-dessus de la surface de ce liquide. Cet acide est-il d'une nature particulière? On ne l'a obtenu qu'en si petite quantité, que son étude est fort incomplète. Il a été découvert par M. Davy, et examiné par M. Faraday.

DEUXIÈME CLASSE.

Des bases salifiables végétales.

499. M. Sertuerner, pharmacien à Eimbeck, en annonçant l'existence d'une matière alkaline, dans l'opium, qu'il désigna sous le nom de *morphium*, est le premier qui ait ouvert le champ aux belles Historique.

découvertes des bases salifiables végétales qu'on a proposé d'appeler *alkalis végétaux*. Quoiqu'il eût, dès 1805, publié à ce sujet le résultat de ses observations, on ignora en France la nature de la morphine jusqu'en 1816, époque à laquelle M. Sertuerner publia un nouveau travail qui confirmait l'existence de cette substance alkaline, et qui fut inséré dans les Annales de chimie et de physique. M. Robiquet reprit ce travail, et démontra jusqu'à l'évidence l'exactitude des résultats obtenus par M. Sertuerner; dès lors les chimistes pharmaciens français, soupçonnant avec justesse que la morphine ne devait pas être la seule de cette nature dans les végétaux, entreprirent de nouvelles recherches qui ont été couronnées des plus heureux succès. MM. Pelletier et Caventou ont fait connaître en 1818 que la fève Saint-Ignace (graine du *strychnos ignatia*), la noix vomique (graine du *strychnos nux vomica*), et le bois de couleuvre (*strychnos colubrina*), devaient leur énergie sur l'économie animale à une substance analogue à la précédente, à laquelle ils ont donné le nom de *strychnine*. Ils annoncèrent en même temps que l'écorce de fausse angusture (*brucæa anti-dysenterica*), contenait un autre alkali végétal, qu'ils ont nommé *brucine*. M. Boullay a aussi donné le nom de *picrotoxine* à la base qu'il a découverte unie avec l'acide qu'il appelle *ménispermique*, dans la coque du Levant (*menispermum cocculus*). MM. Lassaigne et Feneuille ont de même reconnu l'existence d'un autre alkali végétal, auquel ils ont donné le nom de *delphine*, dans la graine de *staphisaigre* (*delphinium staphisagria*). Enfin, MM. Pelletier et Caventou

viennent tout nouvellement d'enrichir encore la science de trois nouvelles substances, ayant toutes les propriétés des bases alkalines végétales, ils les ont nommées *vératrine*, *cinchonine* et *quinine*. La première existe dans la cévadille (graine du *veratrum sabadilla*), dans l'ellébore blanc (*veratrum album*), et dans la racine de colchique (*colchicum autumnale*); la seconde dans le quinquina gris (*cinchona condaminea*); et la troisième dans le quinquina jaune (*cinchona cordifolia*), il en est encore une autre dans le *daphne alpina* dont M. Vauquelin annonça l'existence dès 1812.

Six à sept nouvelles substances ont été décrites en 1820, comme étant analogues aux précédentes. Leur nature particulière n'étant pas encore bien constatée, nous n'en parlerons pas.

État naturel.

500. Toutes les bases végétales sont en général combinées dans les végétaux, où elles existent avec des acides en excès, dont plusieurs ont été reconnus pour être nouveaux. Ainsi la morphine neutralise l'acide méconique dans l'opium; la strychnine est engagée avec l'acide igasurique dans les *strychnos*, etc.

Préparation de la morphine, de la strychnine, et de la delphine.

501. De tous les procédés indiqués pour obtenir les bases salifiables végétales isolées, le meilleur repose toujours sur celui qu'en a donné M. Robiquet : il consiste à faire bouillir pendant un quart d'heure une dissolution aqueuse et concentrée de l'extrait acide qui contient l'alkali végétal avec de la magnésie calcinée. La liqueur refroidie est versée sur un filtre. Le précipité qu'elle y laisse est lavé ensuite avec de l'eau froide, pour le décolorer le plus possible; dans cet état, on

le traite par de l'alcool très rectifié et bouillant, qui dissout la base végétale, restée avec l'excès de magnésie; on filtre ce liquide, par évaporation, il la laisse déposer, soit à l'état cristallin, soit à l'état de poudre selon la forme qu'elle affecte.

Préparation de la vératrine.

502. Ce procédé est employé particulièrement pour se procurer la *morphine* de l'opium, la *strychnine* de la fève Saint-Ignace, la *delphine* de la graine de staphisaigre, et est modifié ainsi qu'il suit pour obtenir la vératrine : on verse d'abord une dissolution d'acétate de plomb dans une décoction de la substance qui renferme cette base, qui jusqu'à présent ne s'est trouvé unie qu'avec l'acide gallique. Il en résulte un gallate de plomb insoluble qui entraîne beaucoup de la matière colorante; on filtre, il ne passe que l'acide acétique, engagé avec la vératrine, plus l'excès d'acétate de plomb; alors on fait rendre un courant d'hydrogène sulfuré à travers la dissolution, qui en précipite tout le plomb à l'état de sulfure, sous la forme de flocons noirs; on chauffe pour les rapprocher, et on filtre de nouveau pour les séparer de la liqueur. Il ne reste plus alors, pour isoler la vératrine, qu'à faire chauffer cette liqueur avec de la magnésie, et à traiter ensuite le dépôt par de l'alcool rectifié et bouillant, comme il vient d'être dit pour la morphine, etc.

Préparation de la brucine.

503. Ce n'est plus ainsi qu'il faut agir pour séparer la brucine de l'acide gallique et de la matière colorante avec lesquels elle se trouve engagée; on doit procéder ainsi qu'il suit : après avoir traité par l'eau la fausse angusture, il convient d'ajouter dans la liqueur de l'acide oxalique, qui enlève la brucine à l'acide gallique, et de la faire évaporer ensuite jusqu'à

consistance d'extrait; ainsi réduite, elle doit être lavée avec de l'alcool à la température de zéro; ce liquide dissout toute la matière et ne laisse que l'oxalate de brucine. Si alors on fait chauffer ce sel dans de l'eau avec de la magnésie, celle-ci en s'unissant à l'acide oxalique déplace la brucine qui, par le refroidissement, se précipite avec l'excès de magnésie, plus un peu d'oxalate de magnésie très peu soluble. Le dépôt formé est ensuite traité par l'alcool qui ne dissout que la brucine et la laisse, par une évaporation convenablement ménagée, cristalliser en prismes obliques, à quatre pans, avec base parallélogrammique, quelquefois aussi sous la forme d'écailles nacrées analogues, pour la ressemblance, à l'acide borique.

Préparation de la picrotoxine.

504. Suivant M. Boullay, lorsque l'on a obtenu l'extrait d'une forte décoction de coques du Levant, on le triture avec un $\frac{1}{20}$ de son poids de baryte ou de magnésie pure, et après 24 heures de contact, on épuise le mélange à l'aide de la chaleur par de l'alcool *absolu*. La liqueur ensuite est décolorée en la faisant bouillir avec du charbon animal; filtrée et évaporée à un très petit volume, elle laisse cristalliser la *picrotoxine* quelquefois très pure, et d'autres fois colorée. Dans ce cas on la redissout dans de l'alcool très faible.

Il est probable qu'en traitant le daphne alpina par l'un des procédés que nous venons d'indiquer, on isolerait son alkali.

Découverte de la cinchonine.

505. Le docteur Gomès de Lisbonne avait obtenu, en traitant la résine du quinquina par une solution de potasse, un sédiment d'un blanc verdâtre qui, dis-

sous dans l'alcool, donnait par l'évaporation de ce liquide une substance cristallisant en prismes déliés qu'il appela *cinchonin*.

M. Laubert qui a beaucoup éclairé l'histoire naturelle des quinquinas, et qui s'est particulièrement occupé de leur examen chimique, a depuis obtenu la même substance. MM. Pelletier et Caventou ont pensé judicieusement que cette substance pourrait bien être une base salifiable analogue aux autres organiques; de là les analyses qu'ils ont faites des diverses espèces de quinquina.

Préparation de la cinchonine.

506. Le meilleur procédé pour obtenir la cinchonine débarrassée de la matière grasse qui accompagne toujours celle préparée par la formule du docteur Gomès consiste à traiter l'extrait alcoolique de quinquina gris (*cinchona condaminea*) par de l'acide hydro-chlorique faible, qui dissout la cinchonine et un peu de la matière colorante. L'hydro-chlorate de cinchonine est ensuite décomposé par la magnésie dont l'excès et la cinchonine forment un dépôt qui, lavé et séché avec soin, est repris ensuite par de l'alcool rectifié, dans lequel on le fait digérer à chaud; la dissolution filtrée et évaporée doucement laisse précipiter la cinchonine.

Préparation de la quinine.

507. C'est en opérant comme il vient d'être dit sur l'extrait alcoolique de quinquina jaune (*cinchona cordifolia*) qu'on peut se procurer la quinine. Seulement comme plusieurs espèces de quinquina la renferme en même temps que la cinchonine, et que leur mélange peut être le produit d'une opération ayant pour objet de n'obtenir que l'une ou l'autre; on pourrait parvenir à les séparer par l'emploi de l'éther, de

la cristallisation ou par la différence de solubilité de leurs combinaisons avec les acides, etc.

508. MM. Magendie et Pelletier sont les premiers qui soient parvenus à isoler la substance active de l'ipécacuanha, à laquelle ils donnèrent, il y a plusieurs années, le nom d'*émétine*. Par suite des nouvelles recherches de M. Pelletier sur cette substance dont la nature ne paraissait pas parfaitement déterminée, il résulte que lorsqu'on l'obtient pure en la débarrassant d'une matière colorante et d'un acide auxquels elle doit sa grande facilité à se dissoudre, elle se rapproche des bases salifiables végétales, particulièrement de la cinchonine, et conséquemment nous croyons devoir la placer au rang des alkalis végétaux.

Préparation de l'émétine.

509. On met dans de l'éther de l'ipécacuanha en poudre (*psychotria emetica* ou *calicocca ipecacuanha*) pour enlever à cette racine une matière grasse, et on les laisse en contact à la température de 30° + 0, jusqu'à ce que l'ipécacuanha ne cède plus rien à l'éther renouvelé convenablement. Le dépôt est ensuite repris pour en dissoudre l'émetine par de l'alcool rectifié, dans lequel on le fait bouillir au bain-marie, en recueillant l'alcool qui s'en dégage, jusqu'à ce qu'il soit tout distillé. Le résidu est ensuite redissous dans de l'eau; on filtre sa dissolution et on y fait macérer de la magnésie calcinée en excès, pour saturer les acides qui s'y trouvent libres ou combinés. L'émétine, par cette opération, devenue moins soluble se précipite avec l'excès de magnésie; on lave le dépôt avec de l'eau très froide pour le décolorer le plus possible. Séché avec soin, on le redissout dans

de l'alcool, qui alors ne prend plus que l'émétine. On filtre, on fait évaporer et on obtient l'émétine, qu'on purifie encore en la faisant redissoudre dans de l'eau aiguisée par un acide, et en la traitant alors avec du charbon animal; précipitée ensuite par une base salifiable, elle possède en général les propriétés du genre que nous venons d'étudier.

Nous venons de voir qu'il y a maintenant neuf alkalis végétaux, dont l'existence est bien reconnue. Sans doute que par la suite les découvertes en ce genre augmenteront encore cette classe de corps, dont nous allons étudier les principales propriétés particulières à chacun d'eux.

Propriétés physiques.

510. Tous les alkalis végétaux ou bases salifiables végétales sont blancs, quand ils sont purs, inodores, plus pesants que l'eau. Leur saveur varie: les uns sont insipides, telle est la morphine; les autres sont d'une horrible amertume, telle est la strychnine, la brucine et la picrotoxine; les autres sont très âcres, telle est la vératrine et la delphine; les autres sont simplement amers, telle est la cinchonine, la quinine et l'émétine.

Il en est de même de leur cristallisation. La morphine cristallise en aiguilles prismatiques; la strychnine, en petits prismes quadrilatères terminés par des pyramides à quatre faces un peu surbaissées; la brucine, régulièrement en prismes obliques à quatre pans, avec base parallélogrammique et quelquefois sous la forme d'écailles nacrées, ou en champignons; la picrotoxine, en aiguilles, dont la forme est difficile à déterminer; la vératrine et la delphine, affectent l'état d'une poudre blanche; la cinchonine

s'obtient sous forme d'une masse translucide et cristalline; la quinine, sous la forme d'une masse poreuse; enfin, l'émétine, sous la forme d'une matière pulvérulente.

Propriétés chimiques.

511. En général, les bases salifiables végétales sont insolubles ou du moins très peu solubles dans l'eau; la morphine y paraît être insoluble; il faut au moins 6000 parties de ce liquide pour en dissoudre une de strychnine à la température de $15^{\circ} + 0$; la brucine exige dans les mêmes circonstances 1000 parties d'eau pour se dissoudre. La vératrine et la delphine sont sensiblement plus solubles, mais dans des proportions qu'on n'a point encore évaluées. La cinchonine refuse de se dissoudre dans moins de 3000 parties d'eau froide; la quinine est encore difficile à se dissoudre; enfin, l'émétine, quoique plus soluble, ne l'est pas beaucoup; dans tous les cas, l'eau bouillante dissout davantage les alkalis végétaux que l'eau froide.

Action de l'eau.

Action de l'alcool et de l'éther.

512. L'alcool peut dissoudre tous les alkalis végétaux, et leur dissolution verdit sensiblement le sirop de violette. L'éther est sans action sur quelques unes, particulièrement sur la morphine, la strychnine, la brucine et l'émétine. Il dissout assez facilement la vératrine et la delphine, et beaucoup moins la cinchonine, etc.

Action des huiles.

513. Les huiles fixes ne les peuvent dissoudre, tandis que les huiles volatiles en prennent une petite quantité.

Action des fluides impondérables et des corps simples.

La lumière n'altère point les bases salifiables végétales; l'électricité, par l'action de la pile, paraît désunir leurs éléments; seulement, quand elles sont à l'état de sels, elles se comportent comme les corps

électro-positifs, et se rendent conséquemment au pôle négatif. Le calorique les décompose toutes à la température de 300°; alors elles produisent les résultats de la décomposition des matières végétales par le feu (431). La morphine, la brucine, la vératrine, la delphine, l'émétine entrent en fusion avant de se décomposer : il en est de même de la quinine si elle retient un peu d'eau.

514. Le soufre, le carbone ne se combinent point avec les alkalis végétaux. Le chlore et l'iode les attaquent par l'intermède de l'eau, et forment avec eux, de même qu'avec la potasse et la soude, des hydrochlorates et des hydriodates, ainsi que des chlorates et des iodates. L'action des autres corps n'est pas connue.

Action des oxides et des acides.

Les oxides ne paraissent pas avoir d'action sur les alkalis végétaux.

515. Les bases salifiables organiques se combinent avec les acides de manière à les saturer complétement, telles sont la morphine, la strychnine, la brucine, la quinine et la cinchonine, qui peuvent former des sels neutres; et à ne produire avec eux que des combinaisons acides, telles sont la vératrine, la delphine, la pycrotoxine et l'émétine, qui ne donnent conséquemment que des sur-sels.

La capacité de saturation des alkalis végétaux pour les acides est très faible. On a remarqué que celle de la cinchonine était la plus grande : viennent ensuite successivement la morphine, la strychnine, la quinine, la brucine et la vératrine. L'analyse des autres sels n'a pas encore été faite.

Composition

516. Lorsque l'on distille les bases végétales dans

un appareil convenable, elles ne donnent pour produits de leur décomposition que de l'eau et de l'acide carbonique; corps composés en dernière analyse d'oxigène, d'hydrogène et de carbone. Elles ne sont donc formées que de ces trois éléments, comme la plupart des matières végétales.

Des sels à base d'alkalis organiques.

517. Les bases salifiables organiques paraissent jouir en général de la faculté de s'unir avec tous les acides, de manière à donner naissance à des sels : parmi ceux-ci, les sulfates, hydro-chlorates et nitrates à bases alkalines organiques ont été particulièrement étudiés. Les sels de morphine, de strychnine, de brucine, de cinchonine et de quinine sont les seuls capables de cristalliser : ceux de vératrine, de delphine, d'émétine et de picrotoxine ne forment point de cristaux. En général, tous les sels de cette nature retiennent fortement la saveur de leurs bases, et sont aussi plus solubles qu'elles.

Soumis à l'action de la pile, ils se comportent comme les autres sels.

Sulfates.

518. Le sulfate de morphine affecte la forme de ramifications d'apparence nacrée : il est très soluble, et sa saveur est un peu amère.

Le sulfate de strychnine, à l'état neutre, cristallise en cubes transparents; à l'état acide, en prismes aiguillés. Il est soluble dans dix parties d'eau froide.

Le sulfate de brucine, à l'état neutre, cristallise en aiguilles prismatiques. Ces trois sulfates sont susceptibles de prendre une fois autant d'acide que celui qu'ils contiennent à l'état neutre pour former des sur-sels.

Le sulfate de cinchonine cristallise en prismes à

quatre faces, dont deux plus larges, terminées par une face inclinée. Il est très soluble dans l'eau.

Le sulfate de quinine est moins soluble dans ce liquide que le précédent : il cristallise en aiguilles nacrées, ayant de la ressemblance avec l'amiante.

Hydro-chlorates.

519. En général les hydro-chlorates sont plus solubles que les sulfates et cristallisent différemment. Il leur faut moins, pour leur saturation, d'acide hydrochlorique que d'acide sulfurique. Ce caractère les rapproche des oxides métalliques.

Nitrates.

520. On forme les nitrates en dissolvant les bases alkalines organiques dans de l'acide nitrique très étendu. Par l'évaporation de la dissolution à l'état neutre, on obtient, par le refroidissement, des cristaux, avec la strychnine et la brucine seulement; les autres paraissent incristallisables. Un petit excès d'acide favorise la cristallisation.

521. Lorsqu'on verse sur de la morphine de la strychnine ou de la brucine, de l'acide nitrique, il se développe un très belle couleur rouge. Cette couleur disparaît par l'action des corps désoxigénants, tels que l'hydro-chlorate de protoxide d'étain, le proto-sulfate de fer, etc.

522. Les alkalis végétaux sont déplacés de leurs dissolutions salines par les oxides de la deuxième section, la magnésie et l'ammoniaque : ils éliminent au contraire en partie tous les oxides des autres sections; mais ils paraissent se combiner avec l'acide du sel en liqueur, dont ils déplacent une partie de l'oxide de manière à donner naissance à des composés triples.

523. C'est dans les bases alkalines végétales que

réside toute l'énergie violente ou l'action médicamenteuse des végétaux vénéneux et autres d'où on les a tirées. Ainsi, quand elles se combinent avec les acides, elles forment des sels qui en général retiennent toutes leurs facultés sur l'économie animale.

Leur action sur l'économie animale, 1° De la morphine.

524. Suivant M. Orfila, les chiens faibles pourraient prendre, sans en être incommodés, jusqu'à douze grains de morphine; ce qui paraît dépendre de son insolubilité. Les sels solubles dans l'eau de cette base produisent la même action que l'extrait aqueux d'opium, etc. L'empoisonnement par la morphine doit être traité comme celui par l'opium.

2° De la Strychnine.

525. La strychnine agit particulièrement sur la moelle épinière. Elle donne la mort en causant des attaques de tétanos.

Un demi-grain, mis dans la gueule d'un lapin, suffit pour le tuer en cinq minutes.

Le nitrate et l'hydro-chlorate de cette base ont une action encore plus prompte.

3° de la brucine.

526. L'action de la brucine est analogue, mais un peu moins forte.

4° De la vératrine.

527. La vératrine, prise à petites doses, cause d'affreux vomissements; quelques grains suffisent pour donner la mort.

Quelques atomes de cette substance, portés par l'air ou autrement sur les membranes du nez, provoquent des éternuments violents.

5° De la picrotoxide.

528. La picrotoxine est encore un affreux poison. Dix grains de cette substance, incorporés dans de la mie de pain, ont donné la mort à un chien de moyenne force en quarante-cinq minutes.

6° De la quinine.

529. La quinine est maintenant employée par

beaucoup de médecins, de même que son sulfate, pour remplacer le quinquina, et guérir les fièvres intermittentes. On la prescrit depuis deux, quatre, six jusqu'à vingt grains.

7° De l'émétine.

530. L'émétine est aussi employée pour remplacer la poudre d'ipécacuanha. On ne doit l'administrer qu'avec prudence. Pure, elle fait vomir à moindre dose que le tartrate de potasse et d'antimoine (émétique). Son contre-poison est la noix de galle.

TROISIÈME CLASSE.

Des substances neutres, ou dans lesquelles l'oxigène et l'hydrogène sont dans la proportion nécessaire pour former l'eau.

531. Toutes les substances de cette classe sont solides, plus pesantes que l'eau, inodores et sans action sur les couleurs bleues végétales.

Propriétés générales.

Nous allons en étudier les propriétés particulières en faisant l'histoire des espèces, qui sont au nombre de sept : savoir, le sucre, le miel, la mannite, l'asparagine, l'amidon, la gomme et le ligneux.

Du sucre.

Historique.

531 *bis*. Le sucre paraît avoir été connu dans les siècles les plus reculés des habitants de l'Indostan et de la Chine ; et il est à présumer qu'il ne le fut en Europe qu'après les conquêtes d'Alexandre-le-Grand. Le mot *sucre* (*saccharum*) a été employé dans les écrits de Pline et de Dioscoride. Dans le commencement de l'introduction de cette substance chez les peuples de l'Occident, on ne l'utilisa que comme médicament. Ce ne

fut guère qu'au temps des croisades que les Vénitiens, maîtres alors du commerce du monde, le répandirent dans les pays septentrionaux, où son usage devint plus général. La découverte de l'Amérique, pays fertile pour la canne à sucre, en donnant aux possesseurs de ces contrées la facilité de se procurer le sucre en abondance, en cultivant cette plante, a permis de l'employer comme aliment dont aujourd'hui on ne pourrait facilement se passer.

532. On appelle *sucre* une matière contenue dans beaucoup de parties des végétaux, qui, dissoute dans l'eau, et mise en contact avec le ferment, se décompose en donnant naissance à la fermentation spiritueuse.

Il y a quatre principales variétés de sucre.

Cette matière nous offre plusieurs variétés de sucre qui existent : la première dans la canne à sucre, l'acer montanum, la betterave, etc. ; la seconde dans presque tous les fruits; la troisième dans les champignons; enfin la quatrième et la dernière dans l'urine de certains diabétès.

Propriétés physiques.

533. Le sucre est solide, blanc, un peu transparent quand il est cristallisé, inodore, quelquefois très dur, toujours cassant et facile à réduire en poudre : tout le monde connaît sa saveur. Sa pesanteur spécifique est, d'après Fahrenheit, de 1,6065.

533 *bis*. Le sucre est très peu soluble dans l'alcool rectifié. L'eau en dissout plusieurs fois son poids. Un kilogramme de sucre, fondu dans 500 grammes de ce liquide, forme un sirop qui se conserve très bien en vases clos : ce sirop, rapproché encore, laisse former à l'étuve des cristaux dont la forme est celle d'un prisme tétraèdre, ayant pour base.

un rhombe dont la longueur est plus grande que la largeur, et dont la hauteur a une moyenne proportionnelle entre la longueur et la largeur de la base. On les obtient sur des fils que l'on plonge au milieu du sirop : ils sont appelés vulgairement *sucre candi*.

Propriétés chimiques.

Soumis à l'action du feu, le sucre se boursoufle, répand une odeur particulière, dite de *caramel*, et se décompose (431). L'air et l'oxigène, à la température ordinaire, n'agissent pas sur ce corps. Le carbone, à l'état de charbon animal par l'intermède de l'eau, sert à le décolorer. Le phosphore, suivant M. Vogel, passe à l'état d'acide phosphoreux en agissant sur lui, et il en résulte qu'il le transforme en une masse noire et gluante. L'iode, le chlore, se comportent comme nous l'avons dit (432). Les acides sulfurique et hydro-chlorique charbonnent le sucre, et une grande partie de ce corps perd la faculté de cristalliser. L'acide nitrique peut le changer en acide oxalique (457). Enfin il est plusieurs oxides qui peuvent se combiner avec lui, particulièrement le protoxide de plomb; mais, dans ce cas, les acides faibles suffisent pour décomposer le composé qui en résulte.

Action du sucre sur les dissolutions salines.

534. Le sucre, par l'intermède de l'eau et à l'aide de la chaleur, peut réduire l'hydro-chlorate d'or, les nitrates de mercure et d'argent, et ramener les oxides de plusieurs sels à un moindre degré d'oxidation.

535. L'acétate de plomb a la propriété de précipiter la majeure partie des substances végétales de leurs dissolutions, excepté le sucre : en conséquence on peut l'employer pour les séparer d'avec celui-ci.

De l'extraction et préparation du sucre de canne. 1.

536. C'est de la canne à sucre (*arundo saccharifera*), cultivée dans les deux Indes, qu'on retire le plus abondamment le sucre ordinaire. La plantation de ce roseau se fait toujours par boutures. Une année après qu'on l'a mis en terre, il fleurit, et quatre ou cinq mois après il devient jaune, signe de sa maturité. Sa hauteur varie depuis trois ou quatre mètres jusqu'à six; et la quantité de sucre qu'il fournit est de six à quinze centièmes de son poids. État naturel.

537. Lorsque les cannes à sucre sont parvenues à leur maturité, on les coupe, on les effeuille et on les porte au moulin, qui se compose principalement de trois cylindres de fer, placés verticalement les uns à côté des autres, et mis en mouvement par des bêtes de somme. Le suc qui en découle est reçu dans une auge garni de plomb, d'où il passe dans un *réservoir;* les cannes ainsi comprimées prennent le nom de *bagasse*. Le suc est composé d'eau, de sucre cristallisable et de *sucre incristallisable*, plus d'un peu de fécule verte ou albumine, de gomme de ferment, contenant en outre une petite quantité de matières salines, et plus ou moins de matière fibreuse en suspension. On ne pourrait le laisser dans le réservoir plus de vingt à trente minutes, sans qu'il ne commençât à fermenter. C'est pourquoi on le met de suite dans une grande chaudière à fond plat, qu'on appelle *clarificatoire*, avec un millième de son volume de chaux. Alors, on le chauffe à 60° + o cen- Dans l'Amérique.

tigrades, puis après on éteint le feu. Il se forme, par la coagulation de l'albumine végétale, à la partie supérieure du liquide une écume très épaisse, qui y demeure comme une croûte sans s'y briser. On retire alors, par un robinet placé à la partie basse et latérale de la chaudière, la liqueur sirupeuse presque clarifiée, et on la fait couler dans une chaudière de cuivre où on la porte vivement à l'ébullition, en ayant le soin d'enlever les nouvelles écumes au fur et à mesure qu'elles se forment, et en ajoutant de temps en temps un peu d'eau de chaux pour les faire monter. De cette seconde chaudière, le suc passe dans une troisième, puis dans une quatrième, où il est traité de la même manière; cette dernière chaudière est nommée *flambeau*. Lorsque le sirop est devenu suffisamment cuit, ce que l'on reconnaît en en prenant une goutte entre le pouce et l'index, et les écartant brusquement, d'où il résulte un filet qui se rompt près du pouce et remonte vers l'index en forme de crochet (on pourrait se servir d'un thermomètre centigrade pour en reconnaître la cuisson; il marque 110° lorsque le sirop a acquis la consistance nécessaire), on le fait passer dans un grand vaisseau de bois appelé *rafraîchissoir*, où il se *grène* en masse, en se séparant du sirop incristallisable, qu'on appelle *mélasse*. Cette masse est mise dans des tonneaux vides, percés en leur fond de trous bouchés avec des chevilles entourées de feuilles sèches de maïs. C'est par ces trous que la mélasse s'écoule dans un autre réservoir. Au bout de trois semaines, le sucre est passablement sec et plus ou moins coloré; il nous vient dans cet état sous le nom de *moscouade* ou *cassonade*.

538. Dans les raffineries de sucre en France, on clarifie le sirop fait avec le *sucre brut* ou cassonade, au moyen d'eau de chaux et de sang de bœuf. Ensuite on le passe à travers une étoffe de laine, et on le fait cuire en consistance très épaisse, comme il a été dit ci-dessus, après quoi on le remet dans un *rafraîchissoir*, où on l'agite jusqu'à ce que sa température ait baissé à 40° + 0. Alors on en remplit des pots de terre, ayant la forme d'un cône renversé, percés en leur fond d'un trou que l'on tient bouché avec une cheville. Lorsqu'ils sont pleins et que, par le refroidissement, la cristallisation commence, on ôte cette cheville, et le sucre incristallisable coule dans d'autres pots, sur lesquels on les place à cet effet. Lorsque cette première partie du raffinage est faite, on enlève une couche de sucre de 27 millimètres d'épaisseur à l'ouverture des vases de forme conique, et on la remplace par du sucre en pain pulvérisé, recouvert d'une pâte d'argile délayée dans l'eau. Ce liquide, en se filtrant peu à peu au travers du sucre, rend le sucre incristallisable, qui toujours est coloré, plus fluide et l'entraîne. Cette opération dure ordinairement huit jours et s'appelle *terrage*. On est souvent obligé de la répéter trois ou quatre fois pour avoir le sucre parfaitement blanc et dur. Raffinage du sucre.

539. Le sucre s'obtient encore dans l'Amérique septentrionale de la séve de l'*acer saccharinum* ou *érable* du *Canada*, arbre de haute futaie de la polygamie monœcie de Linnée. Cet arbre, qui est très commun dans les bois de ces contrées, ne parvient à sa maturité qu'au bout d'environ vingt ans; dans le mois de février, de mars et d'avril, on le perce. Sucre de l'acer montanum.

avec une tarière dans une direction ascendante, et on adapte à ce trou un tuyau propre à diriger l'écoulement de la séve; quand l'écoulement cesse d'un côté, on reperce l'arbre d'un autre, et ainsi de suite. Cette perforation, au lieu de nuire à l'arbre, semble l'améliorer. Dans les bonnes saisons, un arbre ordinaire peut fournir de 80 à 100 litres de séve, dont on ne retire à peu près que 500 grammes de sucre brut et très coloré, par 19 kilogrammes de séve. Du reste, on la traite à peu près comme il a été dit pour le suc de la canne à sucre.

Sucre de betterave.

540. La découverte du sucre de betterave est due à Margraff. Les premières fabriques en grand de ce sucre ont d'abord été établies en Prusse, particulièrement dans la Silésie, et ensuite en France. Les procédés ont dû varier jusqu'à leur entier perfectionnement; aujourd'hui, on se contente de râper la betterave après l'avoir lavée et mondée, et ensuite d'en extraire le suc à la presse. Ce suc ne diffère pas beaucoup de celui de la canne, si ce n'est qu'il contient beaucoup moins de sucre. Quoi qu'il en soit, on le traite à peu près de la même manière. On se sert d'un lait de chaux au commencement pour saturer le peu d'acide qu'il renferme; ensuite on y ajoute un peu d'acide sulfurique faible, pour neutraliser l'excès de chaux, après quoi on le décolore au moyen de la poudre de charbon animal; enfin, lorsque par l'évaporation il est parvenu à marquer 18 à 20°, à l'aréomètre de Baumé, on l'abandonne à lui-même pendant 24 heures; après ce temps on le passe à travers une étoffe de laine, et on le concentre vivement par l'ébullition comme il a été dit pour le

sirop de canne, et on le traite ensuite de la même manière.

Sucre de raisin.

541. Le duc de Bouillon fut le premier qui retira du sucre des raisins. M. Proust fit voir la différence qu'il y a entre cette variété de sucre et les précédentes.

Le sucre de raisin se trouve dans la plupart des fruits : il est moins blanc que le sucre de canne, et sa saveur, d'abord fraîche, devient sucrée ensuite, mais n'est pas à beaucoup près aussi douce que celle du sucre de canne; aussi, pour sucrer la même quantité d'eau, faut-il employer deux fois et demie plus de l'un que de l'autre. L'eau et l'alcool en dissolvent plus à chaud qu'à froid; il s'en dépose par le refroidissement avec la plus grande facilité : la forme qu'il affecte est celle de petits grains réunis, ayant peu de consistance, et ressemblant assez aux tubercules qu'on remarque dans les chouxfleurs.

542. Pour l'obtenir, on exprime le suc des raisins, puis on le traite par de la craie pour saturer l'excès d'acide tartrique du tartrate de potasse qu'il contient. L'effervescence passée, on le clarifie avec des blancs d'œufs ou avec du sang, comme il a été dit pour le raffinage du sucre de canne, puis on le fait évaporer jusqu'à ce que, bouillant, il marque 55° à l'aréomètre. Abandonné à lui-même, il se prend presque en masse au bout de quelques jours. Cette masse égouttée et lavée avec une petite quantité d'eau froide est soumise à la presse, et laisse cette espèce de sucre pour résidu.

Sucre des diabétès.

543. Il est une maladie, appelée *diabétès*, qui tourmente d'une soif continuelle les malheureux qui en sont atteints. Ils rendent quelquefois par jour jusqu'à

30 litres d'urine, et boivent par conséquent en proportion; quand elle est arrivée à son plus haut période, l'urine du malade ne renferme sensiblement que de l'eau, du sucre et des traces de matières salines et animales. Pour en extraire le sucre, on en précipite toutes les parties qui lui sont étrangères par l'acétate de plomb; après quoi, faisant passer au travers de la liqueur un courant d'hydrogène sulfuré et la filtrant ensuite, on l'évapore en consistance de sirop rapprochée, et on obtient un sucre qui, mis dans les circonstances favorables, donne tous les produits de la fermentation spiritueuse.

Usages. Les sucres de canne et de betterave servent en pharmacie pour conserver une foule de substances médicamenteuses. Ils font la base de l'art du confiseur; du reste tout le monde connaît leurs nombreux usages comme aliments.

Du miel. 2.

Propriétés physiques. 544. On ne sait pas bien encore si le miel se trouve tout formé dans les végétaux et si les abeilles ne font que l'élaborer après l'avoir puisé sur les nectaires des fleurs et dans les ovaires mêmes, ou s'il se produit dans les estomacs de ces mouches laborieuses. Quoi qu'il en soit, le miel a une consistance molle et grenue, sa saveur est douce et sucrée, sa couleur varie du rouge brun au blanc légèrement jaunâtre, son odeur est plus ou moins aromatique. Les qualités du miel paraissent plutôt dépendre des plantes sur lesquelles les abeilles vont chercher leur nourriture, que du mode de son extraction. On a remarqué que les

miels des pays méridionaux, où croissent plus abondamment les plantes aromatiques, sont plus blancs et plus suaves que ceux des contrées du nord et de l'ouest. De là la grande différence qu'il y a entre les miels de Normandie, de Bretagne, et les miels du Languedoc et de la Provence, etc.

Tous les miels un peu passables contiennent du sucre de raisin, du sucre incristallisable, un peu de matière muqueuse odorante, et probablement un acide.

On peut obtenir le sucre cristallisable du miel en délayant celui-ci dans de l'alcool; enfermant le tout ensuite dans une toile serrée, on le soumet à la presse, l'alcool entraîne le sucre incristallisable, etc., et le sucre solide reste dans la toile. S'il n'est pas assez pur, on recommence de même une seconde fois.

Usages. Le miel est utile comme aliment depuis les temps les plus reculés; on s'en sert pour faire une foule de médicaments et même des liqueurs spiritueuses. Traité par le cinquième de son poids d'eau avec un peu de craie en poudre et ensuite par le charbon animal et les blancs d'œufs, il donne un sirop qui ne le cède en rien au bon sirop de sucre, etc.

De la mannite. 3.

Préparation et propriétés. 545. Lorsque l'on fait fondre de la manne en larmes dans de l'alcool bouillant, il se fait un dépôt cristallin par le refroidissement; ce dépôt étant pressé dans des doubles de papier joseph et redissous ensuite dans de nouvel alcool bouillant, laisse précipiter une substance solide, blanche, très soluble dans l'eau,

cristallisant en aiguilles demi-transparentes, d'une saveur douce. Cette substance, à laquelle M. Thenard donne le nom de *mannite*, produit à une chaleur élevée tous les phénomènes de la décomposition des matières végétales par le feu, et peut être transformée en acide mucique et oxalique par l'acide nitrique, de même que le sucre, etc. Le sous-acétate de plomb ne la précipite pas de sa dissolution.

La mannite mise en contact dans l'eau avec le ferment ne produit point de fermentation; du reste elle est sans usages.

De l'asparagine. 4.

Préparation. 546. L'asparagine a été découverte par MM. Vauquelin et Robiquet : c'est une substance particulière que le suc de l'asperge, après avoir été déféqué par la chaleur, filtré et évaporé convenablement, laisse cristalliser spontanément dans l'espace de plusieurs jours, sous la forme de prismes rhomboïdaux, avec une autre matière, en aiguilles ayant quelque analogie avec la mannite, dont on l'en sépare avec soin.

Propriétés. L'asparagine, purifiée par dissolution et cristallisation, est dure et cassante, incolore; sa saveur, d'abord fraîche, devient bientôt nauséabonde et excite fortement la salive. Elle est peu soluble dans l'eau froide, mais beaucoup plus dans l'eau bouillante, et insoluble dans l'alcool. Du reste elle est sans usages.

De l'amidon. 5.

Propriétés. 547. L'amidon a été connu des anciens. Les habi-

tants de l'île de Chio paraissent avoir été les premiers qui aient trouvé l'art de le préparer (Pline, lib. XVIII, cap. 7). C'est une substance blanche, ayant un aspect cristallin lorsqu'on la regarde à la loupe, pulvérulente, insipide, inodore, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, et qui existe dans toutes les semences des graminées, dans les graines des légumineuses, dans les pommes de terre, les marrons d'Inde, les châtaignes, plusieurs espèces de palmiers et dans une foule de racines, etc. physiques et chimiques.

Lorsque l'on jette de l'amidon sur des charbons allumés il prend feu et répand une fumée d'une odeur piquante particulière. Nous savons que quand on le chauffe fortement dans une cornue, il se décompose comme les autres substances végétales. Action du calorique.

L'air et l'oxigène ne paraissent pas avoir d'action à la température ordinaire sur l'amidon sec. Action de l'air et de l'oxigène.

L'iode, ainsi que nous l'avons vu, forme une belle couleur bleue avec l'amidon en suspension dans l'eau. Cette couleur peut leur servir de principal caractère. Action de l'iode.

548. La potasse triturée avec l'amidon lui donne la faculté de se dissoudre dans l'eau froide. La dissolution se trouble par les acides, qui s'emparent de l'alkali et mettent l'amidon en liberté. Si l'on emploie l'acide hydro-chlorique, il s'exhale une odeur aromatique particulière. Action de la potasse.

L'acide nitrique peut changer l'amidon en acides malique et oxalique, de même qu'une foule d'autres substances végétales. Action des acides.

L'acide sulfurique peut s'unir à l'amidon de manière à produire un composé cristallisable. (Annales de chimie et de physique, tom. XI, pag. 387.)

Action de l'eau, de l'alcool et de l'éther.

549. L'amidon est insoluble dans l'eau froide, dans l'alcool, même bouillant, et dans l'éther. Il peut s'unir à l'eau à l'aide de la chaleur, et forme une matière de consistance gélatineuse connue sous le nom d'*empois*. Une légère torréfaction lui donne la propriété de se dissoudre dans l'eau froide à la manière de la gomme: il peut dans ce cas la remplacer dans plusieurs arts. (MM. Vauquelin et Bouillon-Lagrange.)

Sucre d'amidon.

550. M. Kirchoff, chimiste russe, a fait voir que l'on peut métamorphoser l'amidon en sucre, en le faisant bouillir pendant trente-six heures dans quatre fois son poids d'eau, aiguisée par cinq millièmes de son poids d'acide sulfurique. Du reste, on a le soin d'agiter de temps en temps le mélange avec une spatule et presque continuellement pendant la première heure, et d'ajouter de nouvelle eau au fur et à mesure qu'elle s'évapore.

Quand la liqueur a suffisamment bouilli, on sature par de la craie l'acide, et on la clarifie avec du charbon et de l'albumine (blancs d'œufs); après quoi on la verse sur une chausse de laine, puis on la fait évaporer jusqu'en consistance presque sirupeuse. Par le refroidissement, le sulfate de chaux s'en dépose; on décante alors et l'on recommence l'évaporation jusqu'à ce que le sirop puisse donner le sucre d'amidon, sucre en tout analogue au sucre de raisin.

Théorie de la formation du sucre par l'amidon.

551. Pendant l'ébullition, il ne se dégage point de gaz; l'acide sulfurique n'est point décomposé; l'air n'agit en rien sur le mélange, et si l'on a employé 100 parties d'amidon on a obtenu 110,14 parties de sucre. M. Th. de Saussure, ayant analysé comparativement ce sucre et l'amidon, en a tiré cette consé-

quence, que l'amidon, en se changeant en sucre, augmente les quantités de son oxigène et de son hydrogène dans la proportion nécessaire pour faire de l'eau, c'est-à-dire qu'il solidifie une portion de ce liquide, et que l'acide sulfurique n'a d'autre influence dans l'opération que de rendre la dissolution d'amidon plus fluide.

552. M. Th. de Saussure a encore publié une série d'expériences très curieuses, d'où il suit que l'amidon peut se transformer en grande partie en sucre sans le secours de l'acide sulfurique. Ainsi de l'empois ou un mélange d'amidon et d'eau, abandonné à lui-même, au contact de l'air ou même dans le vide, se convertit presqu'en totalité en sucre, formant à peu près la moitié de l'amidon employé, en gomme, en *amidine*, en *ligneux amilacé* et en ligneux mêlé de charbon. Le reste est une petite quantité d'amidon non décomposé. Il disparaît pendant la décomposition près du quart de l'amidon employé.

Préparation de l'amidon et des fécules amilacées.

553. La fécule de l'amidon est toujours libre dans les végétaux qui la contiennent. Pour l'en séparer, il suffit de briser les cellules qui la renferment en les soumettant à l'action mécanique de la râpe, et ensuite de laver sur un tamis la pulpe qui en provient. La fécule étant insoluble et d'une pesanteur spécifique plus grande que celle des substances avec lesquelles elle est mêlée, est entraînée par l'eau et se dépose au fond de ce liquide. Il n'y a que lorsqu'elle est enveloppée de gluten, comme dans la plupart des graines céréales, qu'il faut détruire celui-ci par la fermentation.

554. Quoique toutes les fécules amilacées se rapprochent les unes des autres par leurs propriétés géné-

rales, cependant elles ne sont pas toutes absolument identiques ; les unes, par exemple, comme celle de la pomme de terre, sont plus friables, leurs grains sont plus gros que ceux de l'orge et du froment, etc. Enfin on remarque qu'il y en a qui exigent une chaleur moins élevée pour prendre l'état de gelée.

Il n'est pas de notre sujet de décrire toutes les manipulations des amidonniers ; nous dirons seulement qu'ils se servent le plus souvent de blé et d'orge gâtés, et qu'après les avoir moulus, ils les font fermenter dans de grandes cuves avec de l'eau et une certaine quantité d'*eau sure* provenant d'une précédente fermentation. D'après l'analyse qu'en a faite M. Vauquelin, cette eau sure est composée d'un peu d'alcool, d'acide acétique : celui-ci facilite la dissolution d'une certaine quantité de gluten plus ou moins altéré, de phosphate de chaux, et contient en outre une petite quantité d'ammoniaque.

Théorie de la séparation de l'amidon.

555. En expliquant la théorie de la séparation de l'amidon d'avec le gluten qui le renferme, on trouve que l'eau sure est le produit des fermentations spiritueuse, acide et putride ; on dit : les farines de froment et d'orge sont composées d'amidon ou fécule amilacée enveloppée dans du gluten, plus d'un peu de ferment, d'albumine, de phosphate, de chaux et de traces d'autres sels. Le sucre et le ferment donnent lieu d'abord à la fermentation spiritueuse, de là l'alcool, plus de l'acide carbonique qui se dégage ; la fermentation acide succède à la première et produit de l'acide acétique, qui rend soluble le gluten non totalement décomposé et le phosphate calcaire ; enfin, la fermentation putride s'établit, et par la décomposition de la

majeure partie du gluten, substance très azotée, il se forme aussitôt de l'ammoniaque. Alors l'amidon devenu libre se précipite; on le lave et on le sèche par les procédés ordinaires des amidonniers.

Les fécules amilacées sont généralement employées comme analeptiques. L'amidon sert à rouler des tablettes, pastilles, etc., il donne la poudre à poudrer, et forme l'empois dont on se sert pour donner une certaine roideur au linge, etc. Usages.

De la gomme.

556. La gomme est l'un des sucs immédiats des végétaux; elle est solide, cassante, facile à pulvériser, peu sapide, inodore, incolore par elle-même, insoluble tout-à-fait dans l'alcool et les huiles, soluble dans l'eau, incristallisable, formant avec ce liquide une substance gélatineuse que l'on nomme *mucilage*. Sa densité ou pesanteur spécifique est de 1,3161 à 1,4317. Propriétés physiques.

557. L'air est sans action sur la gomme, la lumière du soleil paraît être capable de la blanchir. Chauffée fortement dans une cornue, elle se ramollit d'abord, se boursoufle, se noircit ensuite, et donne les produits de la décomposition des matières végétales, et en outre un peu d'ammoniaque, provenant sans doute d'une substance étrangère dont il est difficile de la séparer. Suivant M. Vauquelin, lorsqu'on la torréfie légèrement de manière à ne décomposer aucune de ses parties, on lui fait acquérir la propriété de se dissoudre plus facilement dans l'eau. L'acide nitrique peut la transformer en partie en acide mucique, malique et même oxalique. L'acide sulfurique la charbonne, et Propriétés chimiques.

probablement que tous les acides inorganiques puissants la décomposeraient aussi. On a remarqué que les acides végétaux peuvent la dissoudre sans l'altérer sensiblement. La gomme étant en dissolution dans l'eau peut être transformée en un acide qui se rapproche de l'acide *citrique*, lorsque l'on fait passer dans cette dissolution étendue d'eau un courant continuel de chlore gazeux. (M. Vauquelin.) La potasse, versée dans une solution aqueuse de gomme, la convertit en une substance ayant l'apparence de lait caillé, qui se redissout ensuite pour se précipiter de nouveau si on la garde pendant long-temps dans cet état. Quel que soit le dissolvant de la gomme, l'alcool la précipite immédiatement sous la forme de flocons. La potasse silicée est, suivant M. Thomson, le réactif le plus sensible pour reconnaître la gomme en dissolution, avec laquelle il forme un précipité blanc floconneux.

État naturel. La gomme s'exsude à travers les écorces de certains arbres et de plusieurs espèces de *mimosa*, qui croissent particulièrement en Afrique et en Asie, et se durcit à l'air. Elle existe dans presque toutes les parties des plantes herbacées, dans tous les fruits, dans toutes les feuilles, dans les tiges et dans beaucoup de racines même.

Les gommes les plus communes et les plus employées sont celles nommées *gomme arabique*, *gomme du Sénégal*, *gomme adragant*.

Usages. La gomme arabique et adragant sont employées en pharmacie pour préparer des potions, des loochs, des sirops, des pâtes, des pastilles, etc. : la première sert dans les arts à lustrer les draps, etc.

Du ligneux.

558. Lorsque l'on épuise un morceau de bois, ou mieux encore de la sciure de bois, par l'action dissolvante de l'alcool qui s'empare de la partie résineuse, de l'eau qui dissout ensuite la gomme et les autres matières extractives, enfin de l'acide hydrochlorique très-étendu qui attaque les sels que l'alcool et l'eau n'ont pu dissoudre, et qu'après on lave le résidu avec de nouvelle eau pour le débarrasser de l'acide qu'il pourrait retenir, on a, en dernier résultat, une substance solide d'un blanc sale, insipide, inodore, plus pesante que l'eau, insoluble conséquemment dans les trois liquides que l'on a fait agir sur elle, à laquelle les chimistes ont donné le nom de *ligneux*. Propriétés.

De tous les corps immédiats des végétaux, le ligneux est le plus abondant; il fait souvent plus des 0,97 ou 0,98 de toutes les diverses espèces de bois, et constitue entièrement la fibre ligneuse formée de fibres longitudinales que l'on peut facilement subdiviser. Il existe dans toutes les parties des végétaux, dans la racine, le tronc, les tiges, les feuilles, les fleurs et les fruits, etc. État naturel.

L'air et l'oxigène ne paraissent point avoir d'action sur le ligneux à la température ordinaire, à moins qu'il ne soit humide; dans ce cas ils le charbonnent, mais alors il leur faut un laps de temps considérable; si la température est élevée ils le brûlent totalement.

559. Lorsque l'on calcine un mélange à parties égales de ligneux ou de sciure de bois et de potasse caustique avec un peu d'eau, la matière combustible végétale se ramollit, se boursoufle, brunit, et le tout Action de la potasse caustique.

alors peut se dissoudre dans l'eau, excepté de petites quantités de silice et de phosphate de chaux qui se précipitent; si l'on verse de l'acide sulfurique faible dans la dissolution qui contient alors l'alkali uni avec une certaine quantité d'acide acétique engagé aussi avec une substance particulière, on obtient celle-ci en flocons bruns que l'on nomme *ulmine*.

Ulmine.

Action de l'acide sulfurique sur le ligneux.

560. Le ligneux, de même que tous les corps qui en sont presque entièrement formés, peut être changé, par l'action de l'acide sulfurique, en une espèce de matière mucilagneuse analogue à la gomme; ainsi, par exemple, deux parties de toile de chanvre, usée et coupée en petits morceaux, arrosées peu à peu dans un mortier de verre par trois parties d'acide sulfurique, de manière qu'elles ne s'échauffent pas sensiblement et qu'elles s'imbibent également, donnent au bout d'un quart d'heure, sans laisser dégager aucun gaz, lorsqu'on les triture avec le pilon, une substance tenace, poisseuse, homogène, légèrement colorée et qui peut se dissoudre dans l'eau; quand elle y est en dissolution, si on la traite par la craie pour lui enlever l'acide sulfurique, par l'acide oxalique pour la séparer de la chaux, puis ensuite par l'alcool qui s'empare des acides, on a la gomme pour résidu.

Matière gommeuse.

Matière sucrée.

561. Lorsqu'au lieu de saturer cette dissolution par la craie, on la fait bouillir pendant dix ou douze heures, la matière gommeuse qu'elle tient en dissolution se métamorphose en sucre analogue au sucre d'amidon; on le retire comme ce dernier.

Suivant M. Braconnot, à qui toutes ces découvertes sont dues, 20,4 grammes de chiffons secs peuvent se changer en 23,3 grammes de matière sucrée.

562. M. Braconnot a encore obtenu, outre la gomme et le sucre précités, dans ses expériences sur le ligneux traité par l'acide sulfurique, un acide qu'il a nommé *végéto-sulfurique*, composé de soufre, de carbone, d'hydrogène et d'oxigène dans des proportions qu'il n'a pas encore déterminées. (Ann. de chim. et de phys., tom. XII, pag. 172.) Acide végéto-sulfurique.

Le ligneux pur est sans usages; ondoit voir qu'il est au contraire le corps le plus employé à l'état de bois, etc. Usages.

QUATRIÈME CLASSE.

Des substances dans lesquelles l'hydrogène est à l'oxigène dans un rapport plus grand que dans l'eau.

563. Les substances de cette classe renferment dans leur composition, indépendamment de leur excès d'hydrogène par rapport à leur oxigène, une très grande quantité de carbone, quelquefois même elles en possèdent les 0,80 de leur poids; en général elles sont huileuses, alcooliques ou éthérées; quelques unes seulement peuvent se comporter à la manière des acides. Toutes sont aussi en général très fusibles, très-combustibles et plusieurs sont volatiles; toutes sont susceptibles d'être décomposées par une haute température; alors elles fournissent en abondance du gaz hydrogène per-carboné, une certaine quantité de gaz oxide, de carbone, et laissent pour résidu un dépôt considérable de charbon. La plupart d'entre elles sont solubles dans l'alcool et insolubles ou peu solubles dans l'eau. On peut les diviser d'après leurs propriétés principales, 1° en huiles *fixes*,

douces ou *grasses;* 2° en huiles *essentielles* ou *volatiles*, qu'on nomme quelquefois *essences;* 3° en *résines;* 4° en *gommes-résines;* 5° en *baumes;* 6° en *alcool* et en *éthers.*

Des huiles grasses, fixes, etc.

564. Les huiles fixes ont été connues dans les temps les plus reculés; on trouve dans la Genèse, XV, 17, que du temps d'Abraham on s'en servait déjà pour brûler et faire des lampes.

Caractères des huiles fixes.

Les huiles fixes ou douces sont des sucs naturels qui ne se rencontrent, pour ainsi dire, dans les végétaux que dans les semences ou cotylédons, d'où on les retire en général par expression. Les huiles grasses animales se trouvent plus particulièrement dans le foie des animaux et dans les œufs des oiseaux; elles ont toutes pour principaux caractères, 1° d'être liquides à la température ordinaire, excepté celles de palme, de cacao, d'œufs, etc.; encore celles-ci le deviennent-elles promptement par une douce chaleur; 2° d'avoir un certain degré de viscosité qui les rend onctueuses au toucher, et qui les fait adhérer sous la forme de stries aux parois des vases de verre dans lesquels on les renferme; 3° de n'être jamais parfaitement transparentes, ni tout-à-fait dépourvues de couleurs : le plus souvent elles sont jaunâtres ou verdâtres; 4° d'avoir une saveur douce ou fade; 5° d'être insolubles dans l'eau et sensiblement solubles dans l'éther et l'alcool : celui-ci les dissout plus facilement en proportion de la quantité de leur oxigène ou de celle de ce gaz qu'elles ont absorbée (M. de Saussure); 6° de n'entrer en ébullition qu'à la température exprimée par le 316° centig.; 7° parmi elles il en est de congélables comme l'huile d'olives, etc.;

d'autres non congélables comme celles d'amandes, d'œillet, etc.; d'autres siccatives comme les huiles de lin, de noix, etc.; 8° elles peuvent toutes laisser, étant mises sur du papier, une tache graisseuse qui ne disparaît pas par la chaleur : ce dernier caractère sert souvent à les différencier des huiles essentielles dont la tache que ces dernières laissent sur le linge ou le papier, se dissipe aisément; 9° enfin toutes ont une pesanteur spécifique moindre que celle de l'eau.

Propriétés chimiques.

565. Lorsque l'on soumet les huiles fixes dans une cornue à l'action du calorique, elles commencent à se décomposer en partie un peu au-dessus du terme de leur ébullition, alors elles passent à la distillation en produisant une grande quantité de gaz hydrogène per-carboné, et laissent dans la cornue un petit résidu de charbon; l'huile obtenue dans le récipient est plus fluide, plus légère, plus colorée, et sa saveur est devenue bien plus forte, d'où il suit qu'elle a dû éprouver une altération quelconque dans cet état; on la nommait autrefois *huile des philosophes*.

Lorsque l'on enflamme les huiles, le produit de leur combustion est de l'eau et de l'acide carbonique.

Action de l'air.

Abandonnées au contact de l'air, les huiles absorbent plus ou moins vite de l'oxigène, et s'épaississent de plus en plus jusqu'au point de devenir solides; les unes dans ce changement conservent leur transparence, ce sont les huiles *siccatives;* les autres deviennent opaques, et appartiennent plus particulièrement aux huiles *grasses*.

Suivant M. Th. de Saussure, l'action des huiles récentes sur l'oxigène est d'abord lente; mais il vient un moment où elles absorbent ce gaz avec une éner-

gie qui leur en fait prendre dans le même temps cent fois plus qu'aux huiles volatiles; et c'est à cette absorption sans doute que l'on doit attribuer les inflammations spontanées des huiles ainsi épaissies, particulièrement des huiles siccatives, et dont les huiles essentielles n'ont point encore offert d'exemple. (Ann. de chim. et de phys., tom. XIII, pag. 350.)

Comment on augmente la propriété siccative des huiles.

566. On augmente la propriété siccative, qui réside particulièrement dans les huiles de lin, de noix, de pavot et de chenevis, en les enflammant et en les laissant brûler quelque temps; ensuite on les éteint en couvrant la chaudière où elles brûlent; elles acquièrent par là une couleur plus foncée et une grande consistance, et s'épaississent souvent au point de ne plus tacher le papier sur lequel on les applique; souvent aussi on les fait bouillir dans le même dessein avec de la litharge (protoxide de plomb); mais le premier procédé détruit plus complétement leur onctuosité.

Action des corps simples.

567. L'hydrogène, l'azote, le carbone n'ont point d'action sur les huiles; le phosphore et le soufre paraissent y être sensiblement solubles à l'aide de la chaleur; le soufre cristallise et s'en sépare en partie par le refroidissement; l'iode et le chlore leur enlèvent de l'hydrogène même à la température ordinaire; le potassium et le sodium s'oxident peu à peu dans leur contact avec les huiles, et finissent par former une espèce de savon très oléagineux.

Action des oxides.

568. Lorsque l'on fait bouillir des huiles avec les oxides alkalins ou avec d'autres oxides qui ont beaucoup d'affinité pour les acides, ils réagissent les uns sur les autres et donnent naissance aux acides margarique et oléique qui, en se combinant aux oxides,

forment des composés que l'on nomme *savons* solubles ou insolubles dans l'eau; plus à une substance particulière connue sous le nom de *principe doux des huiles:* (581 *bis*) les savons insolubles forment la base de plusieurs *emplâtres*.

Action des acides.

569. Les acides faibles ne paraissent pas avoir d'action sur les huiles; l'acide sulfurique les noircit ou les charbonne, et les fait passer plus ou moins promptement à l'état de bitume, et si son action est prolongée il les décompose entièrement; l'acide nitrique concentré les attaque brusquement et enflamme même les huiles siccatives; mêlé avec une portion d'acide sulfurique, il peut aussi produire l'inflammation des huiles grasses.

Composition

570. Il résulte des recherches faites par M. Chevreul, et ensuite par M. Braconnot, que les huiles doivent contenir deux matières grasses, l'une solide, analogue à la stéarine, et l'autre liquide, analogue à l'élaïne, plus un peu d'une substance odorante et d'une autre matière colorante. (Ann. de chim., tom. XCIII, pag. 225.)

Préparation.

571. En général l'extraction des huiles fixes est fondée sur deux genres de procédés: 1° on broie, après les avoir mondés, les semences ou cotylédons soit dans des mortiers, soit au moulin, et on les exprime à froid en les soumettant à la presse, si leurs huiles sont fluides, et entre des plaques plus ou moins chauffées si elles sont concrètes; 2° c'est encore de même que l'on opère; mais alors on torréfie les semences pour en détruire le mucilage qui s'opposerait à la sortie de l'huile; puis on les humecte avant de les soumettre à l'action de la presse.

Noms de plusieurs huiles qui s'obtiennent

Par le 1er procédé.	*Par le 2e procédé.*
Huile d'olives (*olea europæa*).	Huile de ricin (*ricinus communis*).
d'amandes douces ou amères (*amygdalus communis*).	de lin (*linum usitatissimum*).
de faîne (*fagus sylvatica*).	de chenevis (*cannabis sativa*).
de colza ou de navette (*brassica napus*).	Huile ou beurre de cacao (*theobroma cacao*).
d'œillet (*papaver somniferum*).	d'œufs (*ovum phasiani galli*), etc.
de noix (*juglans regia*).	
Huile ou beurre de noix muscades (*myristica moschata*), etc.	

Quelquefois on modifie le second procédé : lorsque la substance, d'où l'on veut faire sortir l'huile, est mondée et broyée, on la met dans de l'eau bouillante pour en séparer l'huile qui vient se rassembler à la surface du liquide d'où on l'enlève; c'est ainsi qu'on prépare le beurre de cacao. D'autres fois on fait bouillir, dans quatre ou cinq fois leur poids de ce liquide, la substance torréfiée légèrement et divisée par le pilon, et on enlève l'huile comme la précédente; ce procédé sert à la préparation de l'huile de ricin; enfin on ajoute quelquefois aussi aux cotylédons broyés un peu d'eau bouillante avant de les soumettre à la presse; par exemple c'est ce que l'on fait dans l'extraction de l'huile de muscades.

Usages. 572. Tout le monde connaît l'emploi des huiles

comme aliment; elles servent encore dans l'éclairage, et la lumière qu'elles donnent est produite par l'inflammation de l'hydrogène per-carboné, provenant de leur décomposition; rendues plus siccatives qu'elles ne le sont naturellement, elles servent d'excipients aux couleurs dans la peinture ; mêlées avec le noir de fumée elles fournissent l'encre d'imprimerie. Enfin, on prépare avec les huiles une foule de médicaments, et dans les arts on en fabrique plusieurs espèces de savons.

Des savons.

573. Les savons sont des composés dont le nom *sapo* ne se trouve pour la première fois que dans les écrits de Pline et de Gallien : le premier attribue la découverte du savon aux Gaulois, qui le préparaient avec du suif et des cendres. (Pline, lib. XVIII, c. 51.) Historique.

574. D'après les expériences de M. Chevreul sur les corps gras, il résulte que, dans la préparation des savons, les oxides métalliques ou les bases inorganiques salifiables dans leurs combinaisons avec les huiles fixes comme avec les graisses, réagissent réciproquement sur ces corps, et que, par cette action mutuelle, les deux substances (*stéarine* et *élaïne*), dont ces dernières sont principalement formées, se convertissent en acides *margarique* et *oléique* avec lesquels les bases salifiables s'unissent. Les sels qui en proviennent sont solubles dans l'eau quand ils sont à bases de potasse, de soude ou d'ammoniaque, et sont insolubles dans le cas contraire. Il suit de là que les savons sont des composés *salins*, formés de marga-

rates et d'oléates solubles ou indissolubles, suivant les bases qui les constituent. En conséquence, chaque fois que l'eau contiendra en dissolution des sels autres que ceux à bases de potasse, de soude et d'ammoniaque, elle ne pourra dissoudre les savons, et voilà pourquoi les eaux de puits qui renferment plus ou moins de sulfate de chaux, les font se grumeler lorsque l'on veut s'en servir pour les dissoudre; il se produit alors une véritable double décomposition forcée par les margarates et oléates insolubles, et par le sulfate alkalin soluble qui doivent en provenir.

Théorie des savons insolubles, ou des emplâtres métalliques.

575. On doit comprendre dans la même théorie les emplâtres métalliques, puisqu'ils sont formés particulièrement du produit de l'action des huiles ou des graisses sur les oxides métalliques ou de la combinaison de ces mêmes corps. D'où l'on voit qu'ils sont évidemment formés de margarates et d'oléates insolubles outre les autres matières qui entrent dans leur composition; ainsi, par exemple, si l'on verse une dissolution d'acétate de plomb dans une solution de savon dans de l'eau distillée, on obtient un précipité qui, malaxé, est analogue à l'*emplâtre diapalme*, composé que l'on prépare en pharmacie en faisant bouillir avec un peu d'eau, de l'huile, de la graisse de porc purifiée et de la litharge pulvérisée (protoxide de plomb) : il se forme, en outre, par ce procédé-ci une certaine quantité du corps appelé *principe doux des huiles*. (581 *bis*.)

Préparation.

576. En France, en Italie, en Espagne, etc., contrées naturelles à la culture de l'olivier, on ne prépare guère en général les savons, pour les usages domestiques, qu'avec les huiles. Celle d'olives se saponifie

le mieux ; après elle vient celle d'amandes douces, puis les huiles animales telles que le suif, la graisse, etc. ; en Angleterre et dans le Nord les savons sont faits principalement avec des suifs et des graisses.

Ordinairement en France on emploie à peu près pour la saponification d'un mélange de quatre-vingts parties d'huile d'olives et de vingt parties d'huile de colza ou de navettes, cinquante à cinquante-cinq parties de soude du commerce, de bonne qualité.

Lessive des savonniers.

La soude est rendue caustique par le quart de son poids de chaux éteinte; on abandonne leur mélange à la température ordinaire, à l'action dissolvante de l'eau pendant une demi-journée. Après ce temps on retire une première lessive; on ajoute successivement d'autre eau, et toujours à froid jusqu'à ce que la matière soit épuisée. Les différentes lessives qu'on en obtient sont conservées séparément, et il est clair qu'elles sont de densité différente.

Lorsque l'on a obtenu une suffisante quantité de lessive, on en met en premier lieu de la faible dans une chaudière, et on y ajoute peu à peu de l'huile, et on porte ce mélange à l'ébullition, qui devient alors blanchâtre comme un liniment volatil; alors on ajoute successivement, en ménageant le feu, de l'huile et de la lessive faible, et l'on agite ce mélange de manière qu'il ne reste, ni d'huile à la surface, ni de lessive au fond. Lorsque toute l'huile que l'on veut saponifier est employée, on y ajoute peu à peu de la lessive forte jusqu'à parfaite saturation, ce que l'on reconnaît au moment où le savon parfait qui se sépare de la lessive vient se rassembler à la surface, etc.

Savon médicinal.

On prépare un savon en pharmacie, connu sous

le nom de *savon médicinal*, en abandonnant à lui-même un mélange fait à froid dans un mortier de marbre, d'huile d'amandes douces récente ou d'huile d'olives fine, jusqu'à ce qu'il ait acquis une assez grande consistance.

Propriétés. Les savons sont durs ou mous, blancs ou colorés, d'une odeur agréable ou fétide. Nous allons en décrire rapidement quelques uns.

Savons durs, blancs et marbrés. 577. Les savons durs ont une légère odeur qui n'a rien de désagréable; ils sont faits plus particulièrement avec des huiles d'olives et des lessives de soude rendues caustiques par la chaux, et blancs ou quelquefois colorés ou marbrés, comme le savon dit de *Marseille*, par un peu d'oxide de fer uni à de l'alumine: dans tous les cas ils contiennent au moins le tiers de leur poids d'eau. On doit préférer pour l'usage les savons marbrés parce qu'ils renferment une moins grande quantité de ce liquide que les savons blancs.

Savons mous et verts. 578. Les savons à base de potasse sont mous et verts, et ont en général une odeur désagréable. On les prépare communément avec des lessives caustiques de cet alkali, et des huiles de navette, de colza, etc.

Savons acides. 579. Macquer et Achard, etc., ont fait beaucoup d'expériences pour obtenir des savons par la combinaison des acides avec les huiles; nous avons vu l'action que ces corps ont les uns sur les autres (569); nous ajouterons que l'acide sulfurique peut s'unir avec les huiles, particulièrement avec les huiles siccatives, de manière à produire une espèce de savon *acide*. Quoique ce composé soit soluble dans l'eau,

et qu'il puisse faire mousser ce liquide, on ne doit pas le considérer comme un véritable savon.

Savonules.

580. Les savons alkalins sont solubles dans l'alcool; on profite de cette propriété pour en former des savonules pour la toilette : on dissout à cet effet deux parties de savon blanc dans quatre parties d'alcool affaibli, et on aromatise convenablement le tout avec une certaine quantité d'huile essentielle soit de lavande, de tubéreuse, etc. Cette espèce de savonule est connue vulgairement sous le nom *d'essence royale.*

Liniments volatils.

581. Lorsque l'on mêle trente-deux grammes d'huile avec six grammes d'ammoniaque liquide, on obtient sur-le-champ un commencement de saponification; ce composé prend en pharmacie le nom de *liniment volatil.*

Du principe doux des huiles.

Propriétés.

581 *bis.* Le principe doux des huiles a été découvert par Schéele; il est liquide et sans couleur, d'une consistance visqueuse, transparent, inodore, d'une saveur douce; plus pesant que l'eau, soluble dans ce liquide, inflammable presque à la manière des huiles. Lorsqu'on le distille dans une cornue, une portion se décompose, et l'autre se vaporise; exposé à l'air il en attire l'humidité. L'acide nitrique peut le transformer en acide oxalique, et, suivant M. Vogel, l'acide sulfurique peut le changer en sucre, à la manière dont il agit sur l'amidon. (Bulletin de pharmacie, t. 4, p. 255.)

Préparation.

Si, lorsque l'emplâtre diapalme est cuit, on y ajoute

de l'eau, et qu'après avoir filtré la liqueur, on fasse passer à travers un courant d'hydrogène sulfuré pour en séparer le plomb, on obtient une dissolution du principe doux des huiles qu'il ne s'agit plus que de faire évaporer convenablement pour le séparer du liquide qui le contient. Ce corps résulte plus particulièrement de l'action de la litharge sur les huiles fixes. Il n'a point d'usage.

Des huiles essentielles.

Historique. État naturel.

582. Les huiles essentielles ou volatiles ont été connues de temps immémorial; elles sont comme les huiles fixes, des sucs naturels ou produits immédiats des végétaux; mais tandis que ces dernières ne se trouvent que dans les semences ou cotylédons, les huiles essentielles au contraire se rencontrent indifféremment dans toutes les parties des végétaux, sans cependant exister dans toutes les parties de la même plante; ainsi, par exemple, on les retire tantôt des semences, comme celles que l'on obtient des *ombellifères*, tantôt des graines et des racines, comme celles que l'on extrait des *balisiers* ou *amomes;* quelquefois du bois des écorces et des feuilles, comme celles que l'on peut extraire des *laurinées;* d'autres fois des fleurs et du calice, comme celles provenant des *myrtes*; d'autres fois des sommités, comme celles des *corymbifères;* on les retire aussi du péricarpe, comme celles des *citronniers* ou *hespéridées;* enfin des feuilles et des fleurs, comme celles qui existent dans les labiées, etc.

Leurs principaux caractères.

583. Les huiles volatiles ou essentielles ont pour principaux caractères les propriétés suivantes : 1° elles

sont liquides sans viscosité à la température ordinaire; il en est cependant qui peuvent prendre une consistance visqueuse à cette température, comme celles de *girofle*, de *cardamome*, de *sassafras*, etc., et même une consistance solide comme celles d'*anis*, de *fenouil*, de *persil*, etc.; 2° elles ont une saveur âcre et brûlante, et une odeur fortement aromatique; 3° plusieurs sont colorées; 4° toutes sont très combustibles et brûlent, lorsqu'on les enflamme, avec une flamme vive et claire en répandant une fumée noire, abondante et épaisse; 5° quoique se volatilisant avec une grande facilité à la température de l'atmosphère, en répandant une odeur *sui generis* souvent très caractérique[1], le terme de leur ébullition est moins élevé que celui de l'eau; 6° toutes ont une pesanteur spécifique moindre que ce liquide, excepté celles de *sassafras*, de *cannelle* et de *girofle*. 7° Enfin le caractère qui les distingue parfaitement des huiles fixes ou grasses, c'est de faire sur le papier une tache qui s'évapore sans laisser aucune trace. Cette propriété sert à reconnaître quand elles sont falsifiées avec des huiles grasses.

584. Exposées au contact de l'air ou de l'oxigène, les huiles essentielles absorbent celui-ci peu à peu, ainsi que Priestley l'a remarqué le premier, s'épais- Propriétés chimiques.

[1] On attribue généralement l'odeur exhalée de certains corps à une partie de ce corps même qui prend l'état de vapeur : on pense, d'après les expériences faites à ce sujet, et publiées dans les Annales de chimie et de physique, tome XV, page 27, que dans beaucoup de circonstances elle est due, non pas à ce corps seul, mais à un gaz ou à une vapeur provenant de sa combinaison avec un véhicule quelconque capable de se répandre dans l'espace.

Il y a beaucoup d'odeurs ou arômes qui proviennent des végétaux, et qui n'ont pas pour principes des huiles volatiles.

sissent, et plusieurs finissent même par se solidifier en se transformant en substances analogues aux résines. D'après Fourcroy, une partie de l'hydrogène serait brûlée, et il se formerait de l'eau pendant cette absorption.

585. Elles ne paraissent pas recevoir d'action de la part de l'hydrogène, du bore, du charbon et de l'azote.

Phosphore liquide.

586. Elles peuvent dissoudre le phosphore à l'aide de la chaleur; mais elles l'abandonnent en se refroidissant. D'après Hoffman, en traitant dix parties de camphre et une de phosphore, on fait un mélange qui peut se dissoudre avec facilité dans les huiles volatiles, et rendre lumineux les corps contre lesquels on frotte cette dissolution.

587. Au terme où le soufre entre en fusion, les huiles essentielles peuvent en dissoudre une certaine quantité, dont, par le refroidissement, elles abandonnent une partie. Elles acquièrent par-là une saveur encore plus désagréable, et exhalent une odeur sensible d'hydrogène sulfuré. Peut-être qu'il se forme un peu de ce corps pendant la dissolution. Celle-ci a reçu le nom en pharmacie de *baume factice* : tels sont les baumes de *soufre* et de *soufre térébenthiné*, de *Ruland*, de *soufre anisé* d'Adrien Mynsicht, etc.

Baume factice de soufre.

Le chlore et l'iode leur enlèvent de l'hydrogène, et parconséquent s'identifient avec elles en les rendant plus visqueuses.

Le potassium et le sodium ne paraissent pas avoir d'action sur les huiles essentielles.

Savon de Starkey.

588. Les bases salifiables n'ont pas une grande action sur elles; les composés qui en résultent s'ap-

pellent en général *savonules;* le savon de Starkey est un de ceux qui ont le plus attiré l'attention des chimistes. On le prépare avec de l'essence de térébenthine et de la potasse caustique. On a remarqué que le mélange ou la combinaison de ces deux substances ne s'opèrent facilement que lorsque l'huile essentielle de térébenthine est en partie transformée en résine, probablement par l'absorption de l'oxigène de l'air.

Savon de Starkey.

589. Nous avons vu déjà que l'acide nitrique concentré peut enflammer les huiles essentielles quand il est nouvellement mêlé avec un peu d'acide sulfurique. Ces huiles peuvent absorber abondamment l'acide hydro-chlorique, et il en est plusieurs qui cristallisent par cette absorption. Telles sont les huiles volatiles de térébenthine, de citron, etc.

Action des acides.

590. Lorsque l'on fait passer, au fur et à mesure qu'il se dégage, un courant d'acide hydro-chlorique gazeux provenant d'un kilogramme de sel marin décomposé par l'acide sulfurique, à travers un kilogramme d'essence de térébenthine placée dans le premier flacon d'un appareil de Woulf contenant de l'eau dans le second (alors il ne faut que deux flacons), on obtient, quand le dégagement a cessé, après vingt-quatre heures de repos, des cristaux d'une substance blanche qui, lavée avec une dissolution faible de potasse et sublimée, après l'avoir mêlée auparavant à parties égales avec de la poudre de charbon, des cendres et de la chaux, est en tout analogue au camphre naturel qu'on retire du *laurus camphora*, arbre très commun sur les montagnes

Camphre artificiel.

qui avoisinent la mer, dans les îles de *Sumatra*, *Bornéo*, en Asie, et dans la Chine.

591. Les huiles essentielles se dissolvent parfaitement dans l'alcool, mais encore sensiblement dans l'eau, et d'autant plus dans le premier cas qu'elles ont absorbé davantage d'oxigène. Leurs dissolutions dans l'alcool prennent le nom d'*esprits*, celles dans l'eau reçoivent la dénomination d'*eaux aromatiques*. Versées sur du sucre, elles se mêlent plus facilement à l'eau qui devient blanchâtre. Ce dernier mélange s'appelle *oleo-saccharum*. D'après Margueron, cette propriété n'appartiendrait qu'à la portion la plus limpide et la plus pure des huiles volatiles.

Extraction des huiles volatiles.

592. C'est en plaçant les plantes ou les parties qui contiennent les huiles essentielles dans un bain d'eau renfermé dans la cucurbite d'un alambic que l'on recouvre de son chapiteau, et en distillant ensuite, qu'on obtient en pharmacie les eaux aromatiques et les huiles volatiles; celles-ci, quoique ne pouvant bouillir à 100°, s'évaporent au milieu de la vapeur d'eau et viennent se condenser avec cette dernière dans le récipient et restent à la surface du liquide.

On peut aussi retirer quelques huiles essentielles par expression, car tout le monde sait que, lorsque l'on presse vivement entre les doigts les zestes ou le péricarpe des citrons ou des oranges, à l'état frais, on en fait jaillir des gouttelettes d'huile essentielle, qui brûlent avec éclat, si on les fait traverser la flamme d'une bougie allumée.

Des résines.

593. Les résines sont des sucs immédiats des végétaux qui découlent par incision ou qui s'exsudent spontanément des arbrisseaux ou des arbres qui les contiennent. Elles sont en grand nombre et possèdent pour principaux caractères les propriétés suivantes : 1° elles sont solides, cassantes, inodores (celles qui ont de l'odeur la doivent probablement à un peu d'huile volatile ou à un arome étranger), et leur saveur est plus ou moins âcre; 2° elles ont un certain degré de transparence et leur couleur est le plus souvent tirant sur le jaune; 3° elles sont toutes plus pesantes que l'eau, et toutes sont insolubles dans ce liquide; 4° toutes laissent développer constamment à leur surface lorsqu'on les frotte vivement avec une étoffe de laine ou une peau de chat, etc., l'électricité *négative* à laquelle elles ont fait prendre le nom d'électricité *résineuse :* en conséquence elles ne sont pas conductrices de l'électricité (46).

État naturel.

Leurs principaux caractères.

594. Lorsque l'on soumet les résines à l'action du feu, elles se décomposent en vases clos et s'enflamment en vases ouverts : dans le premier cas, elles se liquéfient d'abord et se transforment ensuite en hydrogène carboné, en huile empyreumatique et en charbon; dans le second, elles brûlent avec une flamme jaune en répandant une fumée épaisse et abondante.

Propriétés chimiques.

Action du calorique.

595. La plupart des résines sont solubles dans l'alcool et dans l'éther sulfurique, d'où l'on peut les précipiter par l'eau; elles se dissolvent aussi dans les

huiles fixes, dans les graisses, dans les huiles essentielles, dans la potasse et la soude en liqueur. L'ammoniaque n'agit qu'imparfaitement sur les résines; l'acide nitrique les attaque brusquement avec violence, et alors il se dégage une grande quantité de gaz; la dissolution qui se forme ne se trouble pas par une addition d'eau, et donne pour résidu, quand on la fait évaporer, une matière visqueuse jaune-brune, soluble dans l'alcool et conséquemment dans l'eau. Cette matière, chauffée dans une nouvelle quantité d'acide nitrique, prend peu à peu les propriétés du *tannin artificiel*, substance que M. Hatchett a découverte le premier, en faisant digérer à plusieurs reprises de nouvelles quantités d'acide nitrique sur du charbon, jusqu'à ce que celui-ci fût dissous. La dissolution s'opère difficilement et avec beaucoup d'effervescence. Lorsqu'elle est terminée et évaporée jusqu'à siccité, elle laisse en dernier résultat le tannin artificiel.

Action des acides.

Tannin artificiel.

596. Les résines sont solubles dans l'acide sulfurique concentré à la température ordinaire. Les acides hydro-chlorique et acétique les dissolvent aussi, mais moins facilement; tous les laissent précipiter par l'eau.

597. Lorsque les résines s'exsudent ou qu'elles découlent par les incisions faites aux végétaux qui les renferment, elles sont ramollies par une certaine quantité d'huile essentielle dont on les sépare par la chaleur ou par la distillation, l'huile essentielle passe dans le récipient et la résine reste dans le vase distillatoire.

Extraction.

598. La plupart des résines que l'on trouve dans

le commerce en contiennent toujours des quantités sensibles. On les obtient en pharmacie à l'état de pureté en les dissolvant ou en faisant digérer les substances qui les possèdent dans de l'alcool rectifié, et en les précipitant après de la dissolution par une addition convenable d'eau. Seulement on a le soin de distiller avant cette dissolution de manière à recueillir les trois quarts de l'alcool employé.

599. Les résines ont de très grands usages : elles servent en pharmacie pour faire des onguents, des emplâtres, des teintures alcooliques, etc. ; la médecine vétérinaire en fait une forte consommation ; elles forment la base de la plus grande partie des vernis; enfin, qui ne connaît l'usage de la poix noire dans le calfatage? Usages.

600. En général, la majeure partie des résines nous viennent des deux Indes, de l'Arabie, de l'Afrique et des deux Amériques, etc. En France particulièrement, on retire par des incisions qu'on pratique au pin maritime (*pinus maritima*), qui croît abondamment dans les landes de Bordeaux, plusieurs produits provenant des résines qui en découlent. Le premier produit qu'on obtient au pied de l'arbre s'appelle *térébenthine brute*. La résine qui se durcit sur la surface de l'incision a reçu le nom de *galipot*. Elles sont pour la plupart des substances exotiques. Térébenthine et galipot.

601. La térébenthine, ainsi obtenue, renferme des impuretés dont on la débarrasse en l'exposant au soleil dans des filtres de paille ou dans des tonneaux percés en leur fond de petits trous par où elle passe dans d'autres vases. Purifiée ainsi, cette térébenthine se vend sous le nom de térébenthine fine ou de *Chio*.

Brai sec, ou colophane.

La térébenthine commune, étant soumise à la distillation, donne l'huile volatile connue sous le nom d'*essence de térébenthine*. Le résidu reçoit le nom de brai sec, connu plus communément sous celui de *colophane*. Cette dernière, fondue avec de l'alcool, prend, par le refroidissement, une demi-transparence qui la fait rechercher des joueurs d'instruments à corde.

Résine.

602. La substance de couleur jaune d'or qu'on rencontre abondamment dans le commerce sous le nom de *résine*, et avec laquelle beaucoup d'habitants de la Bretagne et de la Normandie forment de petites torches qui leur servent de bougies, se compose d'une partie de galipot et trois parties de brai sec fondus ensemble, puis passés à travers un filtre de paille. Clarifié ainsi et encore liquide, on jette ce mélange dans de l'eau froide d'où il se dégage alors d'abondantes vapeurs; la masse acquiert par cette opération une couleur d'un plus beau jaune.

Poix noire.

603. Lorsque l'on fait brûler la paille ou les filtres qui ont servi à clarifier ou purifier les produits précédents dont ils retiennent une certaine quantité de térébenthine, de résine, de copeaux, etc., il s'en écoule une matière noire, visqueuse, qu'on nomme *pègle grasse* ou poix grasse, qu'on reçoit du fourneau dans un réservoir par une gouttière de communication. Cette matière est mise ensuite dans une chaudière de fonte, où on la fait cuire ou évaporer jusqu'à ce qu'elle puisse se prendre en masse par le refroidissement; alors on l'expédie pour le commerce.

Poix de Bourgogne.

604. La substance connue sous le nom de poix jaune ou poix de Bourgogne n'est, selon quelques

personnes, que du galipot fondu et mis en contact avec l'air et le vinaigre.

605. C'est en brûlant, à la manière des charbonniers (67), les vieux pins et sapins qu'on obtient une matière noire connue sous le nom de *goudron*, et c'est en faisant liquéfier à parties égales un mélange de brai sec, de goudron et de poix grasse, qu'on prépare le *brai gras*. Enfin, c'est en faisant brûler de ces matières résineuses dans une chambre fermée et tapissée de grosses toiles destinées à recevoir le charbon qui s'en dépose, qu'on se procure le *noir de fumée*. Goudron, brai sec, et noir de fumée.

Des gommes-résines.

606. Les gommes-résines sont des sucs ou produits immédiats des végétaux qui découlent, sous la forme d'un suc laiteux qui se durcit à l'air, des incisions qu'on pratique aux racines, aux branches ou aux tiges de quelques plantes qui croissent particulièrement en Egypte et dans les Indes orientales, etc. Elles paraissent composées de résines, de gommes ou mucilages desséchés d'huiles essentielles, de matières colorantes, etc. Or donc, en se rappelant les propriétés particulières des substances immédiates dont elles sont composées, il est facile de prévoir leurs différents caractères, qui reposent en général sur les propriétés suivantes : 1° elles sont solides, cassantes, le plus souvent opaques, ou du moins leur transparence est beaucoup moins grande que celle des résines, quelquefois elles ont une apparence adipeuse; 2° elles sont très odorantes, ordinairement leur odeur est analo- Leurs caractères.

gue à celle de l'ail, et toujours plus forte que celle des résines; 3° la plupart ont une saveur âcre et une couleur variable; elles sont solubles en partie dans l'alcool et en partie dans l'eau, et leur dissolution dans ce dernier liquide n'est jamais transparente et le plus souvent est laiteuse; 4° elles ont toutes une densité plus grande que celle de l'eau.

Propriétés chimiques.

607. D'après les expériences de M. Hatchett il paraîtrait qu'elles se dissolvent à l'aide de la chaleur dans la potasse et la soude, et que l'acide sulfurique, en les dissolvant, les convertirait ensuite en *tannin artificiel*.

Il n'est pas de notre sujet de faire la description de toutes les espèces de ce genre de corps qui appartient plus particulièrement à la matière médicale.

Usages.

On emploie les gommes-résines en pharmacie pour préparer des emplâtres, des onguents, etc., et particulièrement dans la médecine vétérinaire.

Des baumes.

608. Les baumes, ainsi que les gommes-résines, ne sont pas des substances immédiates particulières des végétaux, car l'on peut extraire des premiers de la résine, de l'acide benzoïque, de l'huile essentielle, etc., et nous venons de remarquer (606) la grande quantité de matières différentes qui entrent dans la composition des gommes-résines.

Historique.

L'application du mot *baume* ne fut faite primitivement qu'au suc de *lamyris gileadensis* (*balsamum gileadense* ou *opobalsamum*), arbre qui croît près de la Mecque, dans l'Arabie-Heureuse, et dans quelques parties de l'Egypte; l'odeur forte et suave de ce

suc lui avait mérité cette qualification, qu'on étendit depuis à toutes les substances qui parurent lui être analogues. Bucquet le premier restreignit cette signification et ne l'appliqua qu'aux seules substances résineuses capables de laisser dégager de l'acide benzoïque lorsqu'on les soumet à l'action de la chaleur; cette manière de voir est adoptée généralement aujourd'hui; cependant, suivant M. Hatchett, il semble probable que l'acide benzoïque n'y existe pas tout formé, et qu'il se produit au moment où la chaleur agit sur les baumes.

609. On distingue cinq principaux baumes : deux sont solides, le benjoin, qui s'extrait du *laurus benzoë* ou *styrax benzoë*, qui croît dans les îles de Sumatra, Java, Siam, etc., et le storax, qui provient du *storax officinalis*, arbre qui croît aussi dans le Levant. Trois sont liquides ou visqueux : le premier se retire de l'*amyris gileadensis*, et s'appelle *baume de la Mecque* ou *baume de Judée*, etc.; nous avons indiqué les contrées d'où il nous vient; le second est fourni par le *toluifera balsamum*, arbre de l'Amérique méridionale, et reçoit le nom de *baume de Tolu;* enfin le troisième s'appelle *styrax liquide*, et se retire, dit-on, d'un arbre nommé *liquidambar styraciflua*, qui existe dans plusieurs contrées de l'Amérique, particulièrement en Virginie et au Mexique.

610. Le baume de Copahu ne fournissant pas d'acide benzoïque lorsqu'on le chauffe, et possédant d'ailleurs les propriétés communes aux résines, ne doit plus être compris, d'après ce qui précède, dans le genre des baumes, et doit rentrer dans la classe des résines.

611. Les propriétés des baumes sont en général les suivantes : ils sont très solubles dans l'éther, l'al- Propriétés.

cool, et sensiblement dans l'eau : lorsqu'on les fait bouillir dans ce dernier liquide, il s'y forme de l'acide benzoïque. Les acides puissants les dissolvent aussi, mais pendant la dissolution il s'en sépare de l'acide benzoïque.

L'action des alcalis paraît être analogue à celle qu'ils ont sur les résines.

Des vernis.

Généralités.

612. On a donné le nom de vernis à des corps liquides parfaitement transparents, destinés à être appliqués par couches extrêmement minces sur des objets d'art pour en augmenter l'éclat et les préserver ensuite de l'action des agents extérieurs : on en distingue trois genres principaux qu'on nomme *vernis à l'alcool*, *vernis à l'essence* et *vernis gras*. Les vernis des deux premiers genres se dessèchent très promptement; il n'en est pas de même de ceux de l'autre.

613. *Exemple du 1^er^ genre.*

Sandaraque en poudre.	»	kilog.	250 grammes.
Mastic en larmes, pulvérisé. . . .	»	. . .	64 *idem.*
Térébenthine fine, très claire. . . .	»	. . .	125 *idem.*
Verre pilé grossièrement.	»	. . .	125 *idem.*
Alcool à 33°.	1	. . .	» »

Du 2^e^ genre.

Mastic pur, en poudre.	»	kilog.	48 grammes.
Térébenthine pure.	»	. . .	6 *idem.*
Camphre en morceaux.	»	. . .	2 *idem.*
Verre blanc pilé.	»	. . .	20 *idem.*
Essence de térébenthine rectifiée. .	»	. . .	144 *idem.*

Du 3e genre.

Résine copal.	» kilog.	64 grammes.
Huile d'œillet, lithargirée.	» . . .	32 *idem.*
Essence de térébenthine.	» . . .	64 *idem.*

Leur préparation.

614. Rien de plus facile que la préparation des vernis ordinaires : on met toutes les substances pulvérisées dans un matras avec le verre pilé, qui, suivant M. Tingry, pharmacien de Genève, facilite et augmente même l'action de l'alcool que l'on ajoute ensuite. Après quoi on place le matras dans de l'eau qu'on porte aussitôt à l'ébullition et que l'on maintient à cette température pendant environ deux heures, en ayant le soin d'agiter de temps en temps le mélange dans le matras avec un long tube de verre; lorsque cette première partie de l'opération est terminée, on verse la térébenthine dans le vase et l'on continue le feu encore pendant une demi-heure, et puis on le laisse tomber. Le lendemain on filtre au travers du coton qu'on place au fond d'un entonnoir de verre.

Usages particuliers.

Ce vernis est très limpide et sert ordinairement pour appliquer sur les objets de tabletterie, etc.

Le deuxième se fait par le même procédé : après avoir mis toutes les substances qui le composent dans un matras on procède comme il a été dit. Ce vernis sert pour appliquer sur les tableaux.

Usages.

Le troisième s'exécute en faisant fondre la résine copal dans un matras à une chaleur modérée; quand elle est fondue on verse dessus l'huile bouillante, et on remue la matière en laissant refroidir jusqu'au 60e ou 70e, puis on ajoute l'essence de térébenthine chaude, et l'on filtre le tout aussitôt à travers un linge.

Ce vernis doit être conservé dans des bouteilles à larges ouvertures ; du reste il est presque sans couleur et devient limpide au bout de quelque temps.

Usages. On l'applique sur plusieurs métaux, sur le moiré métallique, sur le bois, etc.

De l'alcool.

Historique. 615. L'alcool, nommé aussi *esprit-de-vin*, est un liquide volatil qu'on retire par la distillation des vins, et en général de toutes les liqueurs ou boissons qui ont subi la fermentation vineuse. L'époque de sa découverte n'est pas bien connue. Arnaud de Villeneuve, qui professait la médecine à Montpellier au commencement du 14e siècle, à qui l'on attribue cette découverte, est le premier qui s'en soit servi pour préparer des teintures *pharmaceutiques*, et qui, par conséquent, l'ait employé comme médicament. Bientôt l'usage de l'alcool devint plus général, et on s'en servit pour faire des liqueurs de table.

Rectification ou concentration des eaux-de-vie, ou alcools faibles. 616. Les premiers liquides qui proviennent de la distillation des vins, des cidres, des bières, etc., contiennent beaucoup d'eau, un arome particulier, souvent même de la matière colorante, etc. Ils sont connus sous le nom d'eaux-de-vie : on les purifie par de nouvelles distillations successives ; ils ne marquent d'abord à l'aréomètre de Baumé que 17 à 21° ; les eaux-de-vie fortes n'en marquent même à cet aréomètre que de 21 à 23°. Par des distillations répétées on leur enlève beaucoup d'eau qui reste dans l'appareil distillatoire, ainsi que leur arome et leur matière colorante, etc. : l'alcool qui en provient alors est incolore et d'une grande limpidité ; il marque 32 à 34°. On le con-

centre encore en pharmacie et dans les laboratoires, en le mettant avec un poids égal au sien de chlorure de calcium parfaitement desséché et pulvérisé; après vingt-quatre heures de contact, on procède à une nouvelle distillation, en ayant le soin de fractionner les produits. Les premières portions du liquide qu'on obtient sont de l'alcool très *déflegmé* ou très concentré; enfin, en agissant ainsi sur le dernier produit, on peut parvenir à obtenir de l'alcool dit *absolu*, marquant 41° à l'aréomètre.

Propriétés physiques.

617. L'alcool, ainsi concentré ou *rectifié*, est un liquide d'une grande fluidité, parfaitement limpide, transparent et incolore, d'une odeur vive et suave, d'une saveur chaude et même brûlante; sa pesanteur spécifique est à la température de 20° centigrades; suivant Richter, de 0,792, et de 0,79235 à 17° 88 d'après M. Gay-Lussac : il réfracte fortement la lumière; son pouvoir réfringent, comparé à celui de l'air est :: 2,2223 : 1,0000.

Propriétés chimiques.

618. Exposé à l'action du calorique, il entre en ébullition à 78° 41 centigrammes sous la pression de 76 centimètres; la densité de sa vapeur, suivant M. Gay-Lussac, est de 1,613 (25).

C'est de tous les liquides peut-être le moins congelable; il conserve sa fluidité à une température de 68° — 0, tel que M. Walker d'Oxford l'a observé en soumettant un thermomètre à esprit-de-vin à un froid artificiel marquant ce degré (34).

A la chaleur rouge, il se décompose lorsqu'on le fait se rendre en vapeur dans un tube de porcelaine incandescent, et se transforme en oxide de carbone, en hydrogène carboné, en eau contenant des traces

d'acide acétique et d'alcool échappé à l'action du calorique, etc. (*Voyez* Ann. de chimie, tome 89, p. 278.)

Il s'enflamme par l'approche d'un corps en ignition, et brûle avec une flamme blanche sans laisser de résidu.

Il est mauvais conducteur de l'électricité; il prend feu lorsqu'il a le contact de l'air et que l'on tire à sa surface des étincelles électriques.

Exposé en vase ouvert, il s'évapore peu à peu en absorbant l'humidité de ce fluide; la portion restant après a acquis plus de densité et a perdu de son odeur et de sa saveur, etc. On pourrait croire cependant que la partie la plus volatile s'étant dégagée, le liquide se serait affaibli par lui-même en conservant l'eau qui lui est propre, et dont la tension est beaucoup plus faible que celle de l'alcool; c'est du moins ce qu'il serait facile de voir en mettant de l'alcool en contact avec de l'air parfaitement desséché.

L'hydrogène, le bore, le carbone et l'azote, sont sans action sur l'alcool. Le soufre, le phosphore s'y dissolvent sensiblement à l'aide de la chaleur; l'eau les en précipite.

Nous avons vu que l'on prescrit quelquefois en médecine la dissolution alcoolique de l'iode (87), donc celui-ci est sensiblement soluble dans l'alcool.

Le chlore gazeux et l'alcool agissent l'un sur l'autre; il en résulte beaucoup d'une matière ayant l'aspect huileux qu'on peut précipiter par l'eau, de l'acide hydro-chlorique, de l'acide carbonique, etc.

Le potassium et le sodium, mis dans l'alcool *absolu*

ou le plus rectifié possible, s'y oxident en produisant un dégagement de gaz hydrogène.

L'eau et l'alcool peuvent s'unir en toutes proportions. On remarque que, lorsque l'alcool est très concentré, le volume du mélange est toujours moindre que le résultat ou la somme des deux volumes employés; mais si l'alcool est affaibli, suivant M. Thillaye fils, il augmente, au contraire, sensiblement, et, dans ce cas-ci, la dilatation qu'éprouve le mélange est accompagnée d'un dégagement de calorique capable de faire monter un thermomètre de plusieurs degrés.

Parmi les oxides il n'y a que la potasse, la soude, qui, de même que l'ammoniaque et les bases salifiables végétales, soient solubles dans l'alcool; et nous avons vu que la baryte peut servir à reconnaître s'il est déflegmé le plus possible (195).

En général, tous les sels insolubles ou peu solubles dans l'eau, sont indissolubles dans l'alcool, ainsi que la plupart des sels efflorescents. Tous les sels déliquescents, et, par conséquent, très solubles dans l'eau, s'y dissolvent facilement au contraire, et on augmente sa vertu dissolvante en l'étendant d'eau.

Tous les acides puissants paraissent enlever de l'eau à l'alcool, et de leur action réciproque il en résulte des corps nommés *éthers*.

Nous avons vu l'action dissolvante de l'alcool sur le sucre, les résines, les huiles essentielles, etc.

619. Enfin, l'alcool et les dissolutions de nitrate de mercure et d'argent réagissent les uns sur les autres de manière à produire des composés qu'on appelle *poudres fulminantes*, qui détonent par le

Poudres fulminantes.

choc avec la plus grande force. Nous ne citerons que celle à base d'argent dont MM. Descostils, Cruicksanks, etc., ont décrit la préparation. (Annales de chimie, tome LXII, p. 198.)

Préparation.

620. On peut la préparer en faisant dissoudre un gramme d'argent dans 12 grammes d'acide nitrique; on ajoute ensuite peu à peu 10 ou 12 grammes d'alcool du commerce; il se produit alors une ébullition qui sert de guide pour faire cette addition. Lorsque tout l'alcool est ajouté, la poudre fulminante se dépose; elle fait explosion avec la plus grande facilité par le frottement, le choc, la chaleur élevée et l'acide sulfurique; un seul dixième de gramme suffit pour produire une forte détonation, d'où l'on voit qu'il y aurait du danger à en préparer plusieurs grammes à la fois.

Usages.

C'est avec cette poudre que l'on fait les cartes et les bonbons fulminants.

État naturel de l'alcool.

621. L'alcool n'existe que dans les liquides qui ont subi la fermentation spiritueuse. Il se trouve tout formé dans le vin, ce que l'on peut démontrer évidemment, d'après M. Gay-Lussac, en agitant de la litharge bien porphyrisée dans du vin jusqu'à ce qu'il devienne limpide et sans couleur comme de l'alcool. Il faut au moins douze ou quinze heures pour que cet effet ait lieu avec du vin rouge. On sature alors le vin ainsi décoloré par une addition convenable de potasse; l'alcool s'en sépare sur-le-champ et vient se rassembler à la surface comme le ferait une huile plus légère.

L'alcool est tout formé dans le vin.

Composition

622. D'après les expériences des chimistes les plus distingués, l'alcool doit être considéré comme étant

formé d'un volume de vapeur d'eau et d'un égal volume de gaz hydrogène per-carboné, condensés en un seul.

623. L'alcool, pris à l'intérieur en petite quantité, est un excitant; il cause l'ivresse lorsqu'on en prend davantage. Il sert de véhicule pour préparer en pharmacie une foule de médicaments, tels que les dissolutions du camphre, des résines, des huiles essentielles, etc.; pour obtenir les bases salifiables végétales, pour préparer la potasse, la soude caustique à l'alcool, etc.; enfin nous avons vu aussi qu'il est employé dans les arts pour faire des vernis. Il fait la base de toutes les liqueurs, et les boissons fermentées lui doivent leur force. Usages.

Des éthers.

624. Le mot *éther* ne fut employé, pour la première fois, qu'en 1730, dans un mémoire de l'Allemand Frobénius, inséré dans les *Transactions philosophiques*, pour désigner un liquide très suave, volatil et très inflammable, provenant de l'action de l'acide sulfurique sur l'alcool, quoique, dès 1540, Valérius Cordus eût publié dans sa Pharmacopée, qui parut à Nuremberg à cette époque, le procédé de sa préparation. On donna ensuite le nom d'éther à d'autres liquides qu'on croyait être de la même nature, parce qu'ils en avaient l'odeur, la saveur, la volatilité et l'inflammabilité, et qu'ils provenaient de l'action réciproque de l'alcool avec d'autres acides; aujourd'hui, qu'il est bien reconnu que ces corps ne sont point identiques, on les divise en trois Historique et généralités.

genres principaux, d'après les principes ou éléments de leur composition. Le premier genre renferme les éthers identiquement formés d'hydrogène, de carbone et d'oxigène; ils résultent de l'action sur l'alcool, des acides qui ont beaucoup d'affinité pour l'eau, et sont au nombre de trois, et conservent, de même que les autres éthers, le nom collectif *éther*, auquel on ajoute le nom particulier de leur acide; ils sont appelés spécialement éthers *sulfurique*, *phosphorique* et *arsénique*.

Le deuxième genre se compose de deux éthers qui sont le résultat de la combinaison de l'hydrogène per-carboné provenant de l'alcool avec les acides hydro-chlorique et hydriodique employés pour les faire; on les a nommés, en conséquence, éthers *hydrochlorique* et *hydriodique*.

On a compris dans le troisième genre tous les éthers qui sont composés d'alcool et de l'acide employés pour les obtenir. Ils sont au nombre de sept, et ont reçu aussi le nom particulier de leur acide. Ils s'appellent spécialement éthers *nitrique* ou *nitreux*, *acétique*, *benzoïque*, *oxalique*, *citrique*, *tartrique* et *gallique*.

Parmi les espèces des trois genres d'éther, il n'y en a qu'un petit nombre d'utilisés dans la médecine et dans les arts : nous allons nous en occuper.

PREMIER GENRE.

De l'éther sulfurique.

Propriétés physiques.

625. L'éther sulfurique est un liquide très volatil,

d'une transparence, d'une fluidité et d'une limpidité parfaites; son odeur est vive, suave et pénétrante; sa saveur est chaude et piquante; son pouvoir réfringent est considérable et proportionnel, sans doute, à sa combustibilité. Sa pesanteur spécifique à la température de 24°,77 centigr., est, suivant M. Gay-Lussac, de 0,71192.

Propriétés chimiques.

626. Il entre en ébullition à 36°, 66 centigr. (25), sous la pression de 76 centimètres; la densité de sa vapeur, comparée à celle de l'air, prise pour unité, est de 2,586 (M. Gay-Lussac).

Un froid artificiel de 50°[1] ne le fait pas changer d'état; une chaleur rouge le décompose en oxide de carbone, en hydrogène per-carboné, etc.

627. Exposé à l'air, il s'évapore sans laisser de résidu, en produisant un très grand degré de froid. On prétend même qu'en entourant avec du linge une fiole de verre contenant de l'eau, on parvient à faire geler ce liquide en plongeant successivement cette fiole ainsi disposée dans de l'éther, et en favorisant chaque fois l'évaporation de celui-ci en l'agitant dans l'air.

628. D'après M. Planche, l'éther que l'on conserve avec de l'air dans un flacon fermé, finit par passer en partie à l'état d'acide acétique.

629. Un mélange d'oxigène et de vapeur d'éther fait explosion par une étincelle électrique, de même que par la chaleur rouge ou le contact d'un corps en ignition. Comme l'éther s'évapore avec la plus grande

[1] Cependant, d'après MM. Vauquelin et Fourcroy, un froid de 43—0 ferait geler et cristalliser l'éther. (Annales de chimie, tome XXIX, page 289.)

facilité, et qu'on peut enflammer sa vapeur, il faut éviter d'approcher des bougies allumées des vases dans lesquels on le transvase.

629 *bis*. Le phosphore, le soufre et le gaz chlore, sont les seuls corps combustibles simples non métalliques qui aient de l'action sur l'éther sulfurique; les deux premiers y sont sensiblement solubles; le chlore gazeux l'enflamme en produisant de l'acide hydrochlorique, etc.

630. L'eau peut dissoudre à la température et pression ordinaires le dixième de son poids d'éther sulfurique; celui-ci dissout de même une petite quantité d'eau.

L'alcool et l'éther peuvent s'unir en toutes proportions; l'eau en sépare le dernier qui se rassemble à la surface du liquide.

Excepté la potasse et l'ammoniaque, aucune base salifiable inorganique ne peut se combiner avec l'éther sulfurique. (M. Boullay.)

631. Les sels d'or en dissolution sont réduits lorsqu'on les agite dans l'éther. Le sublimé corrosif (deuto-chlorure de mercure) est soluble dans ce liquide. La dissolution exposée au soleil pendant quelques jours devient acide, et laisse déposer du proto-chlorure et du carbonate de mercure. (M. Vogel.)

Préparation. 632. Pour préparer l'éther sulfurique, on verse dans une cornue de verre tubulée, un poids donné d'alcool rectifié, et on y ajoute par petites portions une égale quantité d'acide sulfurique concentré. Pendant que l'on fait le mélange ou la combinaison, il se dégage une très grande quantité de chaleur à travers les parois du verre, et ce dégagement sert de guide pour

verser l'acide. On place ensuite cette cornue dans un bain de sable posé sur un fourneau, et on la fait communiquer au moyen d'une allonge avec un ballon à trois ouvertures, dont une supérieure, une latérale et une inférieure; celle-ci entre dans le goulot d'un flacon à robinet: celle latérale reçoit l'extrémité de l'allonge, et il part de l'autre ouverture supérieure un tube recourbé qui va se rendre dans un autre flacon. On lute parfaitement l'appareil et l'on chauffe le fourneau de manière à faire bouillir légèrement la combinaison (*alcool sulfurique*). L'éther alors se forme et s'évaporise; sa vapeur vient se condenser dans le récipient sous la forme de stries; presque tout l'éther se réunit dans le flacon sur lequel est posé le ballon, et au moyen du robinet on peut le fractionner à mesure qu'il se produit; il n'en passe presque pas à travers le tube de communication. Lorsque l'on a obtenu une quantité d'éther égale au quart de l'alcool employé, on verse de temps en temps de nouvelles quantités d'alcool par la tubulure de la cornue jusqu'à la concurrence des 2/3 de l'alcool primitivement employé: alors on continue l'ébullition jusqu'à ce que l'on commence à apercevoir des nuages blanchâtres dans la partie vide de la cornue. A cette époque il ne se forme presque plus d'éther; en continuant la distillation il se produirait du gaz acide sulfureux et certaine quantité d'huile nommée *huile douce du vin*, plus du *gaz oléfiant* ou hydrogène per-carboné (263), et de l'acide carbonique, etc.; il se ferait un dépôt de charbon, et le résidu se boursouflerait par le dégagement des gaz.

633. L'éther ainsi obtenu renferme un peu d'alcool, Rectification de l'éther.

qui a passé dans le récipient au commencement de l'opération, et une petite quantité d'eau, plus un peu d'huile douce et d'acide sulfureux; en conséquence il faut le rectifier. A cet effet on l'enferme dans un flacon avec la 15e partie de son poids de potasse caustique et on l'agite de temps en temps pendant deux heures; puis on le décante dans un nouveau flacon où on l'agite encore avec un poids d'eau égal au sien, après quoi on le sépare de ce dernier liquide, puis on le distille à une douce chaleur sur du chlorure de calcium parfaitement sec dans un appareil semblable au précédent. Dans cette dernière opération la potasse retient l'acide sulfureux et l'huile, l'eau s'empare de l'alcool, et le chlorure de calcium absorbe l'eau que l'éther a pu dissoudre.

Sa rectification.

Théories.

634. Aujourd'hui la théorie de la formation de l'éther sulfurique est un sujet de controverse, d'après les observations faites depuis plusieurs années par M. Dabit, pharmacien à Nantes, et d'après celles plus générales et plus étendues publiées par MM. Sertuerner, Gay-Lussac et Fagel, d'où il suit qu'elle ne sera bien établie que par de nouvelles expériences analytiques faites par les savants qui opèrent avec le plus d'exactitude.

Théorie ancienne.

635. La théorie ancienne est belle et de la plus grande simplicité; on disait: L'acide sulfurique, par sa grande affinité pour l'eau, détermine la formation d'une certaine quantité de ce liquide aux dépens de l'hydrogène et de l'oxigène de l'alcool, s'en empare, tandis que les autres éléments de l'alcool se réunissent dans un nouvel ordre et donnent naissance à l'éther; et en effet celui-ci est de l'alcool moins un demi-vo-

Composition de l'éther.

lume de vapeur d'eau ou des éléments nécessaires réunis pour la produire, et nous avons vu (622) qu'on regarde l'alcool comme étant formé d'un volume d'hydrogène per-carboné et d'un égal volume de vapeur d'eau condensés en un seul. Cela posé, si l'action qui se passe dans la cornue entre l'acide et l'alcool était toujours la même, il est évident que celui-ci pourrait se transformer totalement en éther. Mais comme l'éthérification ne se fait que progressivement, qu'en conséquence l'alcool va sans cesse en diminuant, il doit arriver un moment où il se trouve en contact avec une grande quantité d'acide; alors cette action devient tout autre qu'en premier lieu, et il se produit de l'huile douce de vin moins oxigénée que l'éther, du gaz hydrogène per-carboné (263); quant à l'acide sulfureux, il provient d'un peu d'acide sulfurique décomposé par une portion de l'hydrogène de l'alcool, et l'acide carbonique de cette même décomposition produite aussi par le carbone de l'alcool, etc.

636. Aujourd'hui il est à peu près reconnu que l'acide sulfurique joue un autre rôle dans la production de l'éther, et qu'il éprouve dès le commencement de l'opération, même à la température ordinaire, des changements notables, puisqu'il doit s'y transformer en partie en acide hypo-sulfurique uni avec une nouvelle matière végétale dont on n'a pu encore le séparer. C'est ce que l'on peut démontrer en retirant de la cornue, à une époque quelconque de l'opération, la liqueur pour la saturer avec de la chaux; filtrée et évaporée, ensuite elle laisse cristalliser un hypo-sulfate de chaux. (*Voy.* Annales de chimie et de physique, tom. XIII, p. 62.)

Cela étant ainsi on pourrait admettre que l'éther n'est que de l'alcool, moins la nouvelle matière végétale et moins le corps qui en désoxigénant l'acide sulfurique le transforme en *partie en acide hypo-sulfurique*, etc.

Des éthers phosphorique et arsénique.

637. On obtient encore, suivant M. Boullay, pharmacien, un des plus distingués de Paris, un éther tout-à-fait semblable au précédent en faisant passer à travers les acides phosphorique et arsénique chauffés convenablement un poids égal au leur d'alcool rectifié, en le faisant arriver presque goutte à goutte au milieu de l'un d'eux placé dans l'appareil décrit ci-dessus, au moyen d'un tube de cuivre effilé par une de ses extrémités, plongeant dans l'acide au fond de la cornue, et dont l'autre extrémité est renflée à partir immédiatement au-dessus de la tubulure de cette cornue, et munie à cet endroit d'un robinet et d'un autre au haut de son renflement. Du reste l'alcool est introduit dans le tube entre les deux robinets, et lorsque l'acide phosphorique qui doit être d'une densité de 1,46 est à la température de 90°, on ouvre peu à peu le robinet inférieur. Quant à l'acide arsénique, il doit être dissous dans la moitié de son poids d'eau et porté à l'ébullition, etc. (*V.* Journal de pharmacie, tom. 1.)

Usages. 638. L'éther est employé dans plusieurs opérations de laboratoire; on s'en sert pour obtenir l'émétine, pour séparer la matière active des cubèbes ou poivre à queue, *piper cubeba* (M. Vauquelin); l'or de plusieurs dissolutions, qui, dissous dans ce liquide, peut do-

rer un métal bien décapé ; pour purifier la *glaïadine* insoluble dans ce liquide; enfin pour extraire la matière colorante du *lithospermum tinctorium*, etc.

En médecine on s'en sert comme antispasmodique, et le froid qu'il produit par son évaporation instantanée le fait appliquer sur le front pour calmer les violents maux de tête, etc.

Des éthers du second genre.

638 *bis*. Les éthers formés d'hydrogène per-carboné et de l'acide employé pour les faire sont, ainsi que nous l'avons vu, au nombre de deux et s'appellent éthers hydro-chlorique et hydriodique ; on ferait peut-être bien d'y comprendre l'*hydro-carbure de chlore* (263 à 264), liquide auquel M. Thomson a donné le nom d'*éther chlorique*.

De l'éther hydro-chlorique.

639. Cet éther est à la température de 11° + 0 et sous la pression de 76 centimètres, liquide, incolore, très fluide, très limpide, d'une saveur sensiblement sucrée, d'une odeur forte et suave analogue à celle de l'éther sulfurique, sans action sur les couleurs bleues végétales, et dont la densité comparée à celle de l'eau prise pour unité est de 0,874. Propriétés physiques.

Versé sur la main il entre en ébullition subitement, et se réduit en vapeur d'une manière instantanée en produisant un froid considérable sous la pression de

76 centimètres, et à la température de 11° + 0, il est toujours gazeux, et sa pesanteur spécifique comparée à celle de l'air est de 2,219.

Composition. Soumis à une chaleur élevée (rouge brun), il se décompose en se transformant en parties égales de gaz acide hydro-chlorique et de gaz hydrogène per-carboné; l'addition de leurs densités respectives représente la densité de sa vapeur, d'où il suit qu'il est formé de volumes égaux d'acide hydro-chlorique gazeux, et d'hydrogène per-carboné, condensés en un seul. (M. Thenard.)

L'éther hydro-chlorique liquide ou gazeux dans son contact avec l'air prend feu par l'approche d'une bougie allumée, et brûle avec une flamme verte en donnant pour produit de sa combustion de l'acide hydro-chlorique, de l'eau et de l'acide carbonique.

Gazeux et mêlé avec l'air ou l'oxigène, il fait explosion par l'étincelle électrique comme par la flamme d'une bougie allumée.

L'eau dissout un volume égal au sien d'éther hydro-chlorique gazeux à 18 + 0 et sous la pression de 76 centimètres. Cette dissolution est sucrée, ayant un peu la saveur aromatique de la menthe.

L'alcool le dissout facilement et l'eau l'en sépare.

Mis en contact avec les alcalis, il ne décèle aucun atome d'acide; la dissolution d'argent ne le trouble même pas immédiatement.

Les acides nitrique, sulfurique et nitreux concentrés ne peuvent le décomposer qu'à l'aide de la chaleur, alors ils en mettent l'acide hydro-chlorique en liberté.

Préparation. 640. On peut préparer l'éther hydro-chlorique en

saturant de l'alcool absolu ou déflegmé le plus que possible, par du gaz acide hydro-chlorique; ou bien, on peut encore l'obtenir en distillant un mélange, fait à parties égales, d'alcool et d'acide hydro-chlorique liquide concentrés, dans une cornue placée dans un bain de sable posé sur un fourneau; on la fait communiquer, par un tube recourbé et à boule, avec un flacon à trois tubulures, dont la capacité doit être égale à celle de la cornue, et à moitié pleine d'eau maintenue à 25°+o, de manière que le tube plonge jusqu'au fond de ce liquide. Du reste, on met un tube droit de sûreté à la deuxième tubulure, et l'on adapte un autre tube recourbé à la troisième, que l'on fait rendre au fond d'un petit flacon entouré de glace et de sel qu'on ne bouche pas hermétiquement, afin de livrer passage à la portion de vapeur qui ne se condenserait pas.

L'appareil ainsi disposé et bien luté, on chauffe peu à peu de telle sorte que le liquide dans la cornue n'éprouve qu'une légère ébullition. Par l'action de l'acide hydro-chlorique, l'alcool se partage en eau et en hydrogène per-carboné; celui-ci se combine avec une portion de cet acide, forme l'éther qui se rend en vapeur dans le premier récipient où il se lave et se sépare de l'alcool et de l'acide qu'il a pu entraîner, et passe ainsi purifié dans le petit flacon, où il prend aussitôt l'état liquide. Théorie.

641. On ne peut conserver l'éther hydro-chlorique à l'état liquide que dans des flacons bouchés à l'émeri, dont on maintient le bouchon avec de la peau et du fil, ou du parchemin mouillé et ficelé; encore faut-il qu'ils soient placés à la cave et renversés.

Usages. On emploie quelquefois l'éther hydro-chlorique en médecine.

De l'éther hydriodique.

641 *bis*. Cet éther a été découvert par M. Gay-Lussac et est resté sans usages. On l'obtient en distillant au *bain-marie* un mélange de 1 volume d'acide hydriodique de 1,7 de densité, et de 2 volumes d'alcool, et on étend d'eau le produit de la distillation. L'éther, plus pesant que ce liquide, se précipite; on le purifie en le lavant avec de l'eau froide à plusieurs reprises.

642. Cet éther a une odeur analogue aux autres éthers; il est transparent et se colore en rose dans l'espace de quelques jours; il est sans action sur le tournesol, et sa densité est à 22°,3 centig., de 1,9206. Il bout à 68°,8 sous la pression de 76 centimètres; il ne brûle pas par l'approche d'un corps en ignition, et donne des vapeurs pourpres lorsqu'on le verse goutte à goutte sur des charbons allumés, etc.

Des éthers du troisième genre.

643. Des sept éthers nitrique ou nitreux, acétique, benzoïque, oxalique, citrique, tartrique et gallique, qui composent le troisième genre, il n'y a guère que les
Usages. deux premiers d'employés. On s'en sert en médecine, et encore très rarement : nous allons les décrire succinctement.

De l'éther nitrique.

Historique. 644. L'éther nitrique paraît avoir été découvert,

1° par Kunckel, qui en fit mention dans une lettre publiée en 1681; 2° par Navier, médecin de Châlons, en 1742; et enfin pour la troisième fois par Sébastiani, en 1746.

645. Cet éther est un liquide d'un blanc jaunâtre, d'une odeur éthérée, forte et étourdissante, d'une saveur âcre et brûlante, sans action sur les couleurs bleues végétales; sa pesanteur spécifique est plus grande que celle de l'alcool, mais plus faible que celle de l'eau. La chaleur de la main suffit pour le faire entrer en ébullition; il s'évapore si rapidement qu'il cause un froid considérable à 21°+0. La tension de sa vapeur fait équilibre à 758 centimètres de mercure. Propriétés physiques.

Lorsqu'on l'agite avec trente fois son poids d'eau, il se partage en trois parties; la première se vaporise, la seconde se décompose, et la troisième, très petite, se dissout; la dissolution a une odeur de pomme de reinette, et devient acide sur-le-champ.

Soumis à la chaleur rouge, en le faisant passer en vapeur à travers un tube de porcelaine incandescent, il se décompose complétement. Les produits sont, de l'eau contenant des traces d'acide hydro-cyanique, de l'ammoniaque, de l'huile, du charbon, de l'acide carbonique, etc.

646. On obtient l'éther nitrique en distillant parties égales en poids d'alcool rectifié et d'acide nitrique, dans une cornue d'une capacité double de ce qu'elle doit contenir; après avoir introduit le mélange dans la cornue, on la place dans un bain de sable placé sur un fourneau, et on la fait communiquer par un tube de sûreté avec le premier flacon, qui doit être vide, d'une suite de cinq flacons unis entre eux par des Sa préparation.

tubes de communication et de sûreté, et à moitié pleins d'eau saturée de sel marin. Du reste, tous ces flacons sont placés séparément dans des terrines au milieu d'un mélange de glace et de sel marin, et la plus longue branche ou la seconde extrémité de chaque tube doit plonger jusqu'au fond de la dissolution saline.

L'appareil étant bien luté, excepté le dernier flacon destiné à donner passage aux gaz qui vont se former, l'on chauffe, et aussitôt que le liquide dans la cornue entre en ébullition, on retire le feu et on modère la chaleur en mouillant de temps en temps la cornue avec une éponge : l'opération est finie au moment où l'ébullition a cessé. La liqueur alors est réduite au tiers du volume du mélange employé.

Outre l'éther qui se produit, il se forme une grande quantité de gaz, tels que de l'azote plus ou moins oxidé, de l'acide carbonique, nitreux, etc. C'est pourquoi l'on met une dissolution de sel dans les flacons; sans cette précaution, les gaz entraîneraient dans l'atmosphère la majeure partie de l'éther.

Sa rectification.

647. On rectifie l'éther nitreux ou nitrique en réunissant le liquide condensé dans le premier flacon avec les couches d'éther restant à la surface de l'eau salée des autres flacons; celles-ci se séparent au moyen d'un entonnoir à robinet, dans lequel on met le liquide sur lequel elles reposent; on ouvre le robinet, la dissolution saline tombe, et on le ferme au moment où l'éther va sortir.

Toutes ces couches réunies au liquide du premier flacon qui contient plus ou moins d'éther, de l'alcool, de l'acide nitreux et acétique, etc., forment un liquide

qu'on distille dans une cornue, et que l'on reçoit dans un récipient entouré de glace. Les premières portions qui viennent à passer sont de l'éther qui, pour être pur, n'a plus besoin que d'être enfermé pendant une demi-heure, sur de la chaux pulvérisée, dans un flacon bouché à l'émeri.

De l'éther acétique.

Historique et propriétés physiques.

64. Le comte de Lauraguais a fait la découverte, en 1759, de cet éther, qui a les propriétés suivantes : il est incolore, transparent ; d'une odeur d'acide acétique et d'éther sulfurique ; d'une saveur *sui generis ;* sans action sur le tournesol ; sa pesanteur spécifique est de 0,866 à la température de + 7°.

Propriétés chimiques.

Il entre en ébullition sous la pression de 75 centimètres à la température de 71°, et brûle au contact de l'air par l'approche d'un corps en ignition, avec une flamme d'un blanc jaunâtre.

Il ne s'altère pas sensiblement avec le temps ; à + 17°, l'eau peut en dissoudre la septième partie et demie de son poids. La dissolution retient les propriétés qui le caractérisent. Il est beaucoup plus soluble dans l'alcool ; l'eau peut l'en séparer en grande partie. Il dissout les corps gras, ainsi que les autres éthers, et particulièrement les huiles grasses.

Mis en contact avec une dissolution de potasse caustique, il se décompose complétement, et alors il ne laisse plus de traces de sa saveur ni de son odeur primitives. En soumettant le tout à la distillation, on obtient de l'alcool et de l'acétate de potasse pour résidu.

Préparation. 649. Les chimistes les plus distingués s'étant beaucoup occupés de l'éther acétique, on connaît plusieurs procédés pour le préparer; nous ne citerons que celui qui nous paraît préférable. Après avoir fait, dans une cornue de verre, un mélange de 100 parties d'alcool rectifié, de 63 parties d'acide acétique concentré, et de 17 parties d'acide sulfurique, on la place sur un fourneau muni de son laboratoire, et on la fait communiquer par une allonge avec un ballon tubulé dont on ferme la tubule avec un bouchon de liége percé en son milieu d'un petit trou. On chauffe alors en mettant quelques charbons allumés sous la cornue; la liqueur ne tarde pas à entrer en ébullition. Les premières portions du liquide condensé dans le récipient sont de l'éther presque pur; il ne s'agit plus que de les laisser en contact avec la dixième partie de leur poids de potasse caustique pendant une demi-heure, en agitant de temps en temps; la liqueur se partage alors en deux couches très distinctes : la plus basse est très mince et contient en dissolution de la potasse et de l'acétate de potasse; celle qui est supérieure n'est formée que d'éther pur. On les sépare l'une de l'autre au moyen d'un entonnoir à robinet. L'éther acétique, de même que les autres éthers, doit être conservé dans des flacons bouchés à l'émeri.

CINQUIÈME CLASSE.

Des matières colorantes.

650. L'homme, en portant ses regards sur la terre fécondée par l'eau, l'air et la chaleur, admire non

seulement les innombrables variétés de formes que la nature a données aux végétaux; mais encore il considère avec étonnement les nuances infinies des brillantes couleurs qu'ils étalent.

651. Les principes colorants des végétaux résident indifféremment dans toutes les parties des plantes. Les chimistes ont recherché constamment à les isoler; déjà l'art de la teinture, éclairé par leurs nombreuses observations, a fait d'immenses progrès; et nous pouvons aujourd'hui donner les plus belles teintes à nos tissus ou à nos étoffes, et les y fixer. Cependant, jusqu'à présent, on n'a pu parvenir à obtenir que quelques couleurs ou matières colorantes végétales à l'état isolé; tels sont l'*indigo*, l'*hématine*, le *rose de carthame*, la *carmine*, et peut-être le *jaune de safran*.

Propriétés générales.

652. Toutes les matières colorantes végétales isolées sont solides, insipides et inodores; toutes s'altèrent ou perdent leur éclat plus ou moins vite par le contact de l'air, surtout quand il est humide et qu'elles sont sous l'influence directe des rayons solaires.

La plupart de ces matières sont solubles dans l'eau; parmi les autres il en est qui se dissolvent dans l'alcool, dans l'éther, plusieurs dans les huiles, les acides, etc.

Souvent les matières colorantes éprouvent de véritables changements chimiques lorsqu'on les dissout dans les acides ou dans les alkalis, et d'autant plus que ces corps sont plus puissants et plus concentrés.

Le chlore, comme nous l'avons déjà dit, détruit toutes les couleurs des matières végétales.

Des laques.

653. On a donné le nom de *laque* aux composés colorés qui résultent de l'union des oxides insolubles

et des sous-sels insolubles, avec les matières colorantes dissoutes dans l'eau. On les obtient ordinairement en versant dans leur dissolution aqueuse une solution d'alun, et quelquefois d'hydro-chlorate de deutoxide d'étain, qu'on précipite ensuite par une addition convenable de potasse, de soude ou d'ammoniaque.

Préparation ou extraction.

654. L'hématine, découverte en 1812 par M. Chevreul, et la couleur jaune du safran, examinée en 1811 par MM. Bouillon-Lagrange et Vogel, s'obtiennent la première du bois de Campèche (*hæmatoxilum campechianum*), la seconde du safran (*crocus sativus*), en traitant ces substances par l'eau et l'alcool. (Annales de chimie, tome 81, page 128, et tome 80, page 188.)

L'indigo se retire d'un petit nombre de plantes appartenant aux genres *indigofera*, *isatis* et *nerium*. C'est particulièrement de l'*indigofera tinctoria*, *disperma*, *anil*, *argentea*, etc., qu'on l'extrait en faisant fermenter les feuilles de ces plantes dans l'eau. (Annales de chimie, tome 68, page 284, et tome 66, page 20.)

Rouge végétal.

Le rouge de carthame se dépose, lorsqu'après avoir lavé la fleur de carthame (*carthamus tinctorius*) jusqu'à ce que l'eau ait cessé de se colorer en jaune, on la met à la température ordinaire en contact avec son poids de sous-carbonate de soude, dissous dans 10 parties d'eau, et qu'après une heure on ajoute dans la liqueur assez d'acide citrique pour neutraliser l'alkali. Le dépôt, séché et porphyrisé parfaitement avec du talc, fournit le rouge végétal dont quelques dames font usage pour la toilette.

On retire la carmine, matière colorante à laquelle la cochenille et le carmin doivent leurs propriétés tinctoriales, en traitant la première par l'éther, ensuite par l'alcool, et enfin de nouveau par l'éther.

Cette substance a été découverte par MM. Pelletier et Caventou. (*Voyez* Journal de pharmacie, tome 4, page 193.)

655. Les matières colorantes que l'on retire de beaucoup de végétaux font, comme tout le monde sait, la base d'un grand nombre de teintures qu'on fixe sur la soie, la laine, le coton, le fil, etc., au moyen de certains corps qu'on appelle mordants : la connaissance des premières et de ceux-ci constitue l'art du teinturier proprement dit. Il n'en est pas ainsi des substances colorantes isolées, elles sont toutes restées sans usages, excepté l'indigo, le rouge de carthame et l'hématine, qui, d'après M. Chevreul, peut servir comme réactif à reconnaître la présence des acides; d'où l'on voit que ces deux dernières ne serviraient pas encore comme substances tinctoriales, puisque le rouge de carthame n'est employé *isolé* que pour préparer le rouge végétal. Il est inutile de dire que les meilleures teintures en bleu ont pour base l'indigo. Usages.

SIXIÈME CLASSE.

Des matières dont l'existence est douteuse, et de celles qui n'ont encore été que peu étudiées.

656. Les vingt et une substances que renferme cette classe, diffèrent toutes les unes des autres et par leurs propriétés comme par le mode de leur extrac-

tion; elles ne sont réunies ensemble que parce que l'on ne connaît point encore la proportion de leurs principes constituants, et que beaucoup d'entre elles ont une existence que l'on peut contester comme substance particulière avec la plus grande raison; voilà pourquoi on n'a pu leur assigner un rang parmi celles des classes précédemment étudiées. Aussi leur histoire est-elle très bornée; on les nomme séparément, savoir :

1. Amidine.
2. Bassorine.
3. Cérine.
4. Extractif.
5. Fungine.
6. Gelée.
7. Glu.
8. Gomme artificielle.
9. Hordéine.
10. Ligneux amilacé.
11. Inuline.
12. Olivile.
13. Sarcocolle.
14. Subérine.
15. Tannin.
16. Ulmine.

Plus quatre matières qu'on retire
1. du daphne alpina,
1. de la réglisse,
1. de la gomme-adragant,
1. de l'opium,

Enfin une nommée pyro-acétique.

Amidine. 657. Nous avons vu que l'amidine se forme, selon M. de Saussure, lorsqu'on abandonne à lui-même l'empois d'amidon (552). Cette substance est solide, blanche ou un peu jaunâtre, en fragments irréguliers, très friable, inodore, insipide, extrêmement soluble dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool.

Elle se rapproche par ses propriétés physiques de l'inuline, de l'amidon, et de la gomme provenant de l'amidon torréfié; elle peut être distinguée de la première en ce qu'elle forme avec l'iode une couleur bleue, de même que l'amidon; du deuxième, en ce

qu'elle est soluble dans l'eau froide, et qu'elle ne forme pas de colle avec l'eau bouillante; enfin de la troisième, en ce que sa dissolution aqueuse se coagule par l'acétate de plomb. (Annales de chimie et de physique, tome 11, page 385.)

Elle est sans usages.

Bassorine retirée de la gomme de Bassora.

658. La bassorine se retire des gommes-résines qui la renferment, en les traitant successivement par l'eau, l'alcool et l'éther; comme elle est insoluble dans ces trois liquides, et qu'elle se gonfle beaucoup par l'eau, il est facile de la débarrasser, par des lavages, des débris ligneux avec lesquels elle reste mêlée. (M. Vauquelin.) (Bulletin de pharmacie, tome 3, page 56.)

Elle est sans usages.

Cérine et myricine.

659. La cérine est une matière grasse qui, suivant M. Chevreul, existe dans le tissu cellulaire du liége. En Angleterre on a appelé *cérine* une substance provenant de la cire d'abeilles. Lorsque l'on fait digérer celle-ci dans de l'alcool bouillant, elle se partage, suivant le docteur John, en deux substances distinctes, l'une soluble dans ce liquide à laquelle il a donné le nom de *cérine*, et l'autre insoluble qu'il a nommée *myricine*.

La cérine, découverte par M. Chevreul, est, comme l'autre, sans usages.

Extractif.

660. L'extractif est une substance qui, si elle n'est pas imaginaire, est du moins bien difficile à obtenir à l'état de pureté. Un petit nombre de chimistes pensent que ce corps existe dans les extraits que l'on prépare en pharmacie, en faisant évaporer jusqu'en consistance *pilulaire* le suc ou les infusions, ou les décoctions des plantes. Ceux qui croient à son exis-

tence lui attribuent les propriétés suivantes : d'être d'un brun foncé, brillant, cassant et très fragile lorsqu'il est sec, d'avoir une saveur amère, de se dissoudre dans l'alcool, et de devenir insoluble dans l'eau par une absorption d'oxigène, etc.

Quoi qu'il en soit, ce corps est sans usages.

Fungine. 661. M. Braconnot a donné le nom de *fungine* à une substance charnue que l'on obtient pour résidu lorsque l'on traite les champignons par l'eau bouillante aiguisée d'un peu de potasse. Cette substance est mollasse, blanchâtre, insipide, peu élastique; du reste elle se rapproche du ligneux par ses autres propriétés. (Annales de chimie, tome 79, pag. 267, et tome 85, p. 12.)

Elle est sans usages.

Gelée. 662. La gelée, qui fait la base d'un grand nombre de confitures, paraît exister dans tous les fruits acides. Elle se sépare, par exemple, du suc exprimé des groseilles, au bout de quelque temps, lorsqu'il est en repos, sous la forme d'une matière tremblante, qui, purifiée, autant que possible, par de l'eau froide, est regardée comme étant la *gelée* à l'état de pureté; quelque chose que l'on fasse, elle retient toujours des nuances ou des traces de matières colorantes. Ses caractères sont les propriétés suivantes.

Elle se dissout parfaitement dans l'eau bouillante, quoique très peu soluble dans l'eau froide, et reprend l'état gélatineux par le refroidissement. Cependant elle perdrait cette propriété, si on la faisait bouillir trop long-temps. Desséchée par une douce chaleur, elle prend l'aspect et la dureté de la gomme; soumise à la distillation, elle fournit, outre les produits des

matières végétales, un peu d'ammoniaque provenant sans doute du ferment qu'elle retient.

Glu.

663. M. Vauquelin est le premier qui ait fait voir que la glu était une substance particulière. La glu du commerce se retire de plusieurs plantes, telles que du *petit-houx*, *buis-piquant*, etc., *ruscus sive bruscus*, *myrtacantha*, *murina spina*, etc., et doit la propriété qu'elle a d'adhérer fortement aux corps à la matière que M. Bouillon-Lagrange a trouvée en faisant son analyse; du reste cette substance est soluble à froid dans l'éther, et peut se combiner facilement avec les huiles, etc. (Annales de chimie, tom. 28, p. 224.)

Son plus grand usage est pour la chasse au miroir.

Gomme artificielle.

664. La gomme artificielle n'est pas autre chose que l'amidon torréfié, et est en tout analogue à la substance qui se forme par la fermentation de l'empois (552).

Hordéine.

665. M. Proust a donné le nom d'*hordéine* à une substance qui existe en grande quantité dans l'orge, et qui paraît encore, d'après le même savant, exister dans plusieurs autres semences. On peut l'extraire très facilement de la farine d'orge en formant une pâte avec cette farine, puis en la *malaxant* sous un filet d'eau comme s'il s'agissait d'obtenir le *gluten* (680). L'amidon et l'hordéine, entraînés par l'eau, se déposent dans une terrine placée au-dessous des mains; il ne s'agit plus que de les faire bouillir ensemble dans ce liquide pour les obtenir séparés, puisque l'hordéine est tout-à-fait insoluble dans l'eau à froid comme à chaud, de même que dans l'alcool; au moyen de quelques lavages on a l'hordéine pure.

Cette substance est pulvérulente, plus pesante que l'eau; insipide, inodore, d'une couleur jaunâtre; elle est rude au toucher, et se rapproche, par ses autres propriétés, de la sciure de bois. (Annal. de chimie, tome 46, p. 294.)

Ligneux amilacé.

666. Nous avons vu où existe et comment se produit le ligneux amilacé (552).

Inuline.

667. L'inuline, appelée ainsi par M. Thomson, a été découverte par M. Rose, dans la racine d'aunée, *inula elenium;* on peut l'en extraire en faisant bouillir cette racine divisée dans quatre ou cinq fois son poids d'eau, et en abandonnant la décoction à elle-même; par le repos et le refroidissement l'inuline s'en précipite; lavée et séchée, elle a les propriétés suivantes : elle est blanche, pulvérulente, soluble dans l'eau chaude et très peu dans l'eau froide; elle est précipitée de sa dissolution dans ce liquide par une addition d'alcool; mise sur des charbons allumés, elle fuse en répandant une odeur sensible de caramel; du reste, elle se rapproche parfaitement de l'amidon.

MM. Pelletier et Caventou l'ont trouvée abondamment dans la racine de *colchique;* M. Gauthier, dans celle de *pyrèthre.*

Elle est restée sans usages.

Olivile.

668. M. Pelletier a découvert, en 1816, une nouvelle substance, à laquelle il a donné le nom d'*olivile,* dans la gomme de l'olivier; on l'obtient, d'après ce savant, en faisant dissoudre cette gomme dans l'alcool rectifié qui se charge de cette substance; la dissolution, filtrée et évaporée spontanément, laisse cristalliser l'olivile en aiguilles aplaties, d'un blanc jaunâtre, qui, purifiée en la mettant en contact avec de

l'éther sulfurique à 68°, est sans odeur, sans action sur le tournesol, et d'une saveur sucrée et amère. (*Voyez* Journal de pharmacie, tome 2, page 337.)

669. On peut extraire la sarcocolle pure de celle du commerce qui s'exsude spontanément du *penæa sarcocolla* ou *mucronata*, arbrisseau de l'Afrique septentrionale, en la traitant par l'eau et l'alcool, et en évaporant la dissolution. Alors elle se manifeste en masses molles, transparentes et tremblantes comme de la gelée; séchée, elle est cassante, ressemblant à la gomme : pesant spécifiquement, d'après M. Thomson, 1,2684. Sa saveur est sucrée et amère, elle fond dans la bouche comme de la gomme, et brûle en répandant l'odeur de caramel. Sarcocolle pure.

670. M. Chevreul a donné le nom de *subérine* au tissu cellulaire du liége purifié ou séparé des matières colorantes, résineuses, grasses, astringentes, etc., qu'il renferme. La propriété qui sert à la distinguer comme substance particulière, c'est de fournir de l'acide subérique par l'action de l'acide nitrique. Subérine.

Elle est du reste sans usages.

671. La matière tannante qui réside dans la noix de galle, dans le cachou, dans la gomme kino, dans le thé, le sumac et dans beaucoup d'écorces, etc., a été l'objet d'un très grand nombre de recherches. Presque tous les chimistes distingués s'en sont occupés pour parvenir à l'extraire à l'état isolé des corps qui la contiennent. C'est à cette matière que l'on donne le nom de *tannin*, dont les principales propriétés doivent être de pouvoir se dissoudre dans l'eau et de précipiter la solution de colle-forte. Tannin.

On a proposé une foule de procédés pour obtenir le tannin *pur;* mais malheureusement aucun ne peut atteindre le but qu'on s'en propose. Le plus simple est le suivant, pratiqué par M. Proust; il consiste à verser une dissolution de sous-carbonate de potasse dans une infusion de noix de galle. Le précipité blanc jaunâtre, floconneux et très abondant qui en résulte, lavé, séché, est le tannin qu'il regarde comme pur, et dont les propriétés sont, comme celles de tous les tannins obtenus de la noix de galle, d'être solide, cassant, brun et incristallisable, soluble dans l'eau, et tout-à-fait insoluble dans l'alcool.

Cependant de nouvelles recherches ont démontré que cette matière renferme encore de l'acide gallique et de la potasse.

Propriétés chimiques.

672. Le tannin se boursoufle et se décompose par le feu, et laisse un charbon volumineux et un liquide acide pouvant noircir, d'une manière sensible, les dissolutions de fer.

Tous les sels solubles, formés d'oxides insolubles, ou très peu solubles, sont, en général, précipités de leurs dissolutions dans l'eau par le tannin ou la matière *composée* tannante; de là son emploi comme réactif.

Les acides sulfurique, hydro-chlorique et arsénique, peuvent s'unir au tannin et former des composés peu solubles.

Le tannin se détruit par le chlore et l'acide nitrique.

Enfin, ce corps, en s'unissant aux dissolutions d'albumine, ou de colle-forte, forme des composés insolubles, imputrescibles. De là l'emploi des matières tannantes pour préparer les *cuirs*.

673. Nous avons vu déjà (595) que le tannin peut se produire par l'action de plusieurs acides sur le charbon, les résines, etc. Tannin artificiel.

674. M. Vauquelin, en 1797, a découvert une nouvelle substance, qu'on nomme *ulmine*, dans une exsudation de couleur brune d'une écorce d'orme, substance que M. Berzelius croit être une partie constituante de l'écorce de tous les arbres. Cette matière est sans usages. (*Voyez*, pour ses propriétés, les Annales de chimie, tome 21, p. 44, et les Annales de chimie et de phys., tome 12, p. 190.) Ulmine.

675. Nous avons vu, page 533, que M. Vauquelin, en 1812, avait découvert une nouvelle substance cristalline dans le *daphne alpina* qu'on pourrait peut-être isoler par des procédés analogues à ceux employés pour extraire les alkalis organiques ou végétaux des substances qui les contiennent. Matière existant dans le *daphne alpina*.

676. M. Robiquet a fait connaître qu'il existait une matière cristalline dans la racine de réglisse (*glycyrrhiza glabra*) qu'on peut isoler en traitant la décoction de cette racine d'abord par le vinaigre, puis par de l'acétate de plomb, faisant passer ensuite au travers du liquide, après l'avoir filtré, un courant d'hydrogène sulfuré jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus rien; filtrant de nouveau, on fait évaporer convenablement et on laisse alors la liqueur à elle-même; il s'y dépose des cristaux qui, purifiés par de nouvelles cristallisations, deviennent transparents et affectent la forme d'octaèdres rectangulaires, etc. (Annales de chimie, tome 72, p. 143.) Matière de la réglisse.

677. Suivant Bucholz, on peut séparer de la gomme-adragant une substance particulière inso- Matière de la gomme-adragant.

luble dans l'eau froide, pouvant s'y gonfler seulement et y prendre l'apparence d'une gelée épaisse, etc. (*Voyez* Journal de pharmacie, tome 2, p. 86.)

De la matière cristalline de l'opium, autre que la morphine.

M. Derosne a publié, en 1803 (Annales de chimie, tome 45, p. 257), une analyse de l'opium, en annonçant que les propriétés narcotiques de cette substance étaient dues à une matière cristalline qu'elle contient, qu'il appela *sel d'opium*. Après 1805, époque à laquelle M. Sertuerner fit connaître ses travaux sur la même substance, dont il a le premier retiré la morphine, les chimistes ayant remarqué combien le résultat des expériences de l'un et de l'autre était différent, eurent dès lors des doutes sur l'exactitude de leurs opérations à cet égard. Enfin, M. Robiquet les ayant répétées, a démontré, d'une manière claire et précise, que réellement ce sel existait, ainsi que la morphine, dans les parties constituantes de l'opium. (Ann. de chimie et de physique, t. 5, p. 275.)

678. Nous avons vu (440) que l'esprit pyro-acétique se forme lorsque l'on décompose les acétates par la distillation.

Esprit pyro acétique.

Ce corps est un liquide très limpide et sans couleur, sa saveur, d'abord âcre et chaude, devient bientôt urineuse et fraîche. Son odeur se rapproche de celle de la menthe poivrée; sa pesanteur spécifique est de 0,7864; il bout à 60° centigrades, et ne se congèle pas à 15—0; il brûle, lorsqu'on l'enflamme, avec une flamme bleue, et blanche sur les bords; il est soluble dans l'eau, l'alcool et les huiles; il peut dissoudre un peu de soufre et de phosphore et une très grande quantité de camphre. (Annales de chimie, tome 69, p. 5.)

CLASSE SEPTIÈME.

Des substances végétales azotées ou contenant de l'azote.

679. On ne connaît pas encore beaucoup de substances végétales renfermant dans leur composition le principe primitif que nous connaissons sous le nom d'*azote ;* celles qui jouissent de cette propriété sont au nombre de deux, et ont reçu particulièrement les noms de *gluten* et de *ferment.* Cependant il y en a encore parmi elles plusieurs qui possèdent aussi l'azote parmi leurs éléments, mais comme elles sont plus ou moins analogues à l'*albumine* et au *caséum* provenant des matières animales, on ne les examine ordinairement qu'en s'occupant de ces dernières-ci.

Du gluten.

Historique, préparation et propriétés.

680. Le gluten fut découvert par Beccaria, savant italien, à qui nous devons la première analyse de la farine de froment. Cette substance *végéto-animale* sert, dans les graines céréales du seigle et particulièrement du froment, de réseau pour renfermer l'amidon, le sucre, le mucilage, etc.; on le sépare des substances qu'il contient, en formant avec de l'eau froide et de la fleur de farine une pâte qu'on malaxe entre les mains sous le robinet d'une fontaine laissant couler un petit filet d'eau, jusqu'à ce que le liquide cesse d'entraîner des parties étrangères et conserve

toute sa limpidité. Alors ce que l'on a pour résidu dans les mains est une matière d'un blanc sale, très élastique, collante, molle, presque insipide, ayant l'aspect d'une membrane, et une odeur spermatique très caractéristique; dans cet état, on la regarde comme étant le gluten pur.

Par l'action du calorique, le gluten se dessèche en perdant l'eau qui le gonfle et diminue considérablement de volume, il devient alors cassant et imputrescible. En continuant de le chauffer en vase clos, il se décompose à la manière des substances animales, en fournissant les mêmes produits que ceux qu'elles donnent lorsqu'on les décompose par le feu, et laisse un charbon volumineux dans la cornue.

Les alkalis, les acides végétaux, l'acide hydro-chlorique et phosphorique peuvent dissoudre le gluten d'une manière sensible; l'acide sulfurique concentré, à l'aide d'une douce chaleur, le charbonne; l'acide nitrique agit sur lui de même que sur les matières animales (733).

Le gluten est insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther et les huiles. Il se putréfie lorsqu'il est humide et en contact avec l'atmosphère.

Usages. 681. C'est au gluten que la pâte que l'on forme avec les farines pour faire le pain, doit la propriété qu'elle a de *lever* par son mélange avec la levûre ou le levain provenant de la fermentation des bières. La levûre renferme plus ou moins de *ferment*, qui, en agissant sur le sucre de ces farines, donne lieu aux fermentations alcoolique, acide ou *panaire*. Il en résulte qu'il se forme de l'alcool, des acides acétique et carbonique; celui-ci s'efforce à se

dégager et distend le gluten qui s'y oppose, de manière que ce dernier cède, s'allonge en tous sens, et laisse former une multitude de petits trous par où s'échappe l'alcool et les acides. C'est à ce phénomène que le pain doit sa légèreté et les petites cavités qu'il renferme.

On doit donc rechercher par l'analyse les farines qui sont les plus riches en gluten, comme étant les plus abondantes en substances nutritives et les meilleures pour opérer la *panification*.

Du ferment.

682. On a donné le nom de ferment à une substance qui se sépare sous la forme de flocons plus ou moins visqueux de tous les fruits qui éprouvent la fermentation vineuse, c'est cette matière que l'on connaît vulgairement sous le nom de *levûre* de *bière*.

Soumis à l'action d'une douce chaleur, il se dessèche, devient assez dur et cassant, et peut alors être conservé indéfiniment; à une température élevée, il donne, lorsqu'on le chauffe en vase clos, tous les produits de la décomposition des substances animales par le feu.

Lorsqu'il est à l'état frais et qu'on l'abandonne à lui-même au contact de l'air et à la température de 18°, il éprouve très promptement la fermentation putride. Mis en contact à cette même température avec le gaz oxigène renfermé sous une cloche de verre sur le mercure, il le transforme en grande partie en gaz acide carbonique. Le volume de celui-ci ne représente pas celui de l'oxigène employé; donc il y a une absorption d'oxigène ou formation d'eau.

Le ferment est insoluble dans l'eau et l'alcool; l'eau bouillante arrête sa propriété fermentescible pour un grand nombre de jours.

On n'a point encore étudié l'action des acides ou des oxides, etc., sur le ferment.

Usages. On n'emploie le ferment que pour faire lever le pain et y développer la fermentation.

CHAPITRE III.

Des changements qu'éprouvent la plupart des substances végétales, ou de leur décomposition lorsqu'elles sont privées de la vie.

683. Ce qui distingue plus particulièrement les êtres organiques des matières minérales ou inorganiques, c'est qu'en général celles-ci ne manifestent que peu ou point de tendance à changer de nature, tandis que, dès le premier moment de leur existence, les autres éprouvent continuellement des changements successifs dans leur constitution, en perdant plus ou moins leurs propriétés primitives jusqu'à ce qu'ils soient parvenus à développer leur entier accroissement. Arrivés à ce terme ils sont pleins de force et de vie, et se maintiennent dans cet état pendant quelque temps, dès lors ils commencent à rétrograder vers l'instant marqué par la nature à leur dissolution.

Privés de la vie, les végétaux, comme les animaux,

subissent des changements immenses dans toutes leurs parties, et se transforment, par une force qui nous est inconnue, en matières premières et redeviennent inorganiques, en rendant à la terre et à l'atmosphère les principes matériels que le souffle du créateur avait animés.

Les uns et les autres, pendant leur décomposition spontanée, exhalent une foule de gaz et de vapeurs délétères en répandant au loin des odeurs plus ou moins insupportables. Les chimistes ont donné le nom de *fermentation*, mot employé ou introduit en chimie pour la première fois par Van-Helmont, à celle qu'éprouvent d'abord les végétaux; on a donné plus particulièrement le nom de *putréfaction* à celle qu'ils subissent en dernier lieu ainsi qu'à la désorganisation des animaux après la mort.

De la fermentation.

684. Pendant long-temps les chimistes n'ont pas osé envisager tous les phénomènes de la fermentation, et personne n'était tenté de les expliquer. Cependant quelques uns l'attribuaient au mouvement spontané qui s'exerce et est toujours sensible lorsque les parties des végétaux fermentent; tandis que d'autres prétendaient qu'elle dérivait de la chaleur qui, dans ce cas, se produit toujours, etc. Quoique la chimie ait fait depuis d'immenses progrès, l'explication que l'on donne aujourd'hui de ces mêmes phénomènes ne paraît pas bien satisfaisante et ne pourrait probablement soutenir un sévère examen. Quoi qu'il en soit, on dit: la fermentation est un mouvement spontané que des

circonstances favorables et très communes excitent dans les corps, en vertu duquel il se produit de nouvelles combinaisons, d'où il résulte des substances qui n'y existaient pas avant ce phénomène.

685. On la divise en quatre principales espèces de fermentations : la première s'appelle *fermentation saccharine*, la seconde fermentation *spiritueuse alcoolique* ou *vineuse*, la troisième reçoit le nom de *fermentation acide* ou *acétique*, enfin la quatrième et la dernière est nommée *fermentation putride*.

Plusieurs personnes admettent encore une autre fermentation qu'ils appellent *panaire;* mais celle-ci est évidemment formée de celle qu'on nomme spiritueuse et acide (681 et 696).

PREMIÈRE ESPÈCE.

De la fermentation saccharine.

686. On comprend sous ce nom toute fermentation qui donne pour résultat une espèce quelconque de sucre. Nous savons, d'après les expériences de M. de Saussure, que l'*empois d'amidon* abandonné à lui-même éprouve un semblable phénomène et qu'il engendre un sucre qui paraît être identiquement de la même nature que celui que l'on obtient de l'eau et de l'amidon par l'intervention de l'acide sulfurique et du calorique ($100° + 0$) (552).

DEUXIÈME ESPÈCE.

De la fermentation spiritueuse alcoolique ou vineuse.

687. On comprend sous ce nom toute espèce de fermentation qui donne pour produit des liquides enivrants. Elle ne peut avoir lieu que par le concours d'une certaine température, de l'eau, du ferment, réunis à des substances saccharines. Quoique les boissons spiritueuses soient en assez grand nombre, on peut les rapporter à deux divisions générales : l'une qui renferme les liquides fermentés provenant de la décoction des semences et des plantes ; l'autre qui comprend ceux qui proviennent des sucs naturels des plantes, des fruits, du miel, etc. Les liqueurs de la première classe sont connues sous le nom de bières ; celles de la seconde s'appellent vins, cidres, hydromels, etc. : quel que soit le liquide qui les ait produits il a subi les mêmes phénomènes que ceux que nous allons décrire dans l'expérience suivante.

Théorie des phénomènes qui se passent dans la fermentation alcoolique.

688. Lorsque l'on met dans un flacon de verre un litre d'eau, 200 grammes de sucre, et 30 ou 40 grammes de ferment à l'état de *levûre*, et qu'on l'expose à une température de 20 à 25°+0, on observe que la fermentation commence presque aussitôt : il se forme alors autour du ferment une foule de petites bulles qui se réunissent et entraînent à la surface du liquide des particules de ce corps, en y formant une écume plus ou moins considérable. Là, ces petites bulles crèvent, et l'acide carbonique qu'elles renferment s'échappe dans l'atmosphère ; les petites parties

de ferment qu'elles avaient entraînées retombent alors au fond du vase pour remonter et redescendre successivement par la production de nouvelles bulles, jusqu'à ce que le liquide, de sucré qu'il était, soit devenu liqueur spiritueuse ou alcoolique. Cette transformation n'est complète qu'au bout de plusieurs jours, dès lors tous les phénomènes cessent, la liqueur devient très claire, et tout ce qui troublait sa transparence se dépose. Du reste, si l'on adaptait à l'ouverture du flacon un tube recourbé propre à recueillir les gaz, et qu'on l'engageât sous le mercure, il serait facile d'obtenir l'acide carbonique qui se forme pendant cette expérience. Cet acide est assez pur pour être dissous complétement par l'eau.

689. Il paraît que, dans la fermentation, le sucre et le ferment agissent réciproquement l'un sur l'autre; de telle sorte que le second, qui a beaucoup d'affinité pour l'oxigène, en enlève, par son hydrogène et son carbone, au premier, et dérange par là les proportions de ses éléments, dont l'équilibre étant une fois rompu, il en résulte que d'autres affinités se déterminent et que les principes du sucre se combinent dans un nouvel ordre et donnent naissance à de l'acide carbonique d'une part et de l'alcool de l'autre. Quant aux changements qu'éprouve le ferment, ils sont peu considérables en proportion de ceux que subit le sucre. On a remarqué qu'il ne fallait qu'une partie de ferment supposé sec pour convertir cent parties de sucre en liqueur vineuse.

Quels que soient les moyens dont on s'est servi pour analyser les produits de leur décomposition mutuelle les chimistes n'ont pu retrouver, soit dans la liqueu

soit dans l'acide carbonique, ou bien encore dans le résidu, l'azote, principe primitif du ferment, et l'on est encore réduit à former des conjectures sur la disparition complète de ce corps dans la séparation des éléments du ferment pendant la fermentation alcoolique.

Du vin.

689. C'est en exprimant le suc des raisins mûrs et en exposant ce jus à une certaine température et au contact de l'air, circonstances absolument nécessaires à sa fermentation, qu'on obtient la boisson si bien connue sous le nom de vin. Le suc des raisins contient dans sa composition plusieurs ingrédients, savoir : de l'*eau*, du *sucre*, de la *gelée* ou *mucilage*, du *tartrate acide de potasse*, et des traces de *sel marin* et de *sulfate de potasse*, ainsi qu'une certaine quantité d'une *matière glutineuse* soluble dans l'eau. C'est à cette dernière que l'on attribue le rôle de ferment, puisque nous venons de voir que le suc de raisins n'en contient pas. On pense qu'elle absorbe l'oxigène de l'air, et que, par cette absorption, elle se transforme en un corps absolument de la même nature que le ferment, puisque pendant la fermentation qui commence aussitôt après, celui-ci se produit et se dépose.

Il se forme du ferment pendant la fermentation du moût.

Si le jus de raisin était enfermé sous une cloche dont on aurait enlevé toutes les bulles d'air adhérentes à ses parois intérieures, en la remplissant successivement d'acide carbonique et de mercure, on pourrait le conserver sans qu'il éprouvât de fermentation. Mais aussitôt qu'on y introduirait quelque peu d'air ou d'oxigène, les phénomènes de cette action commenceraient immédiatement : voilà pourquoi on arrête la fermentation des sucs de fruits, en les empreignant de corps désoxigénants, tels que du gaz acide sulfu-

Le contact de l'air ou de l'oxigène est absolument nécessaire à la fermentation du moût.

reux, ou en les mettant en contact avec du sulfite de chaux.

690. Quoi qu'il en soit, lorsqu'on expose le moût à une température de 20 à 25°+0, les différentes parties que nous avons désignées agissent les unes sur les autres, et tous les phénomènes de la fermentation vineuse commencent spontanément; le liquide se trouble, s'épaissit, s'échauffe; il s'établit un mouvement intérieur; enfin il se manifeste les mêmes changements que nous avons remarqués (689), peu de jours après que le liquide a été en pleine fermentation. Le mouvement spontané se ralentit et finit même par ne plus être sensible, la partie épaisse monte ou se dépose, la liqueur ayant perdu sa saveur, et en ayant acquis une nouvelle ainsi qu'une odeur spiritueuse, s'éclaircit, et l'on trouve que sa densité sous un même volume est sensiblement diminuée. On la tire alors des cuves pour l'enfermer dans des tonneaux où le vin commence, en vieillissant, à se bonifier jusqu'à une certaine époque, passé laquelle il éprouve de nouvelles altérations dépendant de la fermentation acide.

691. Quoique l'on regarde le vin comme étant fait du moment que le moût s'est changé en liqueur spiritueuse, et que les phénomènes les plus sensibles aient cessé, la fermentation n'en continue pas moins sa période, à la vérité d'une manière très faible, pendant plusieurs mois. C'est ce qui fait que lorsqu'on met le vin en bouteilles il devient *mousseux*, car l'acide carbonique qui se forme pendant la fermentation qui, même dans ces vases, ne s'arrête pas, ne pouvant se dégager en raison de la pression à laquelle il est sou-

mis, reste interposé ou en dissolution dans le liquide, et cause cette espèce d'effervescence qui rend les vins de Champagne si agréables lorsqu'on vient à les déboucher.

On peut en dire autant des bières, des cidres, etc., que l'on met en bouteilles.

692. La bière est la liqueur ou boisson naturelle des peuples du nord; sa découverte remonte aux temps les plus reculés. Les Grecs l'attribuent aux Égyptiens. On l'obtient en France, comme dans toute l'Europe, de l'orge; en Asie du riz, en Afrique d'une orge sauvage (*holcus spicatus*). Mais, quel que soit le grain qu'on emploie, on procède toujours à peu près de la même manière. Bière.

693. On fait tremper l'orge pendant deux jours dans de l'eau froide; elle s'imbibe, se gonfle et devient très disposée à la germination. Alors on l'étend sur le plancher, et après 24 heures on la remue une ou deux fois par jour pour qu'elle ne s'échauffe pas trop. Dès ce moment elle absorbe de l'oxigène, il s'en dégage des quantités sensibles d'acide carbonique, et l'on peut remarquer que sa température devient de plusieurs degrés supérieure à celle de l'air ambiant. Alors sa surface, qui était devenue sèche, se recouvre d'humidité au point qu'elle la laisse sur les doigts quand on en prend dans les mains, on dit alors qu'elle *sue*, et elle exhale une odeur particulière un peu spiritueuse; à cette époque la germination est très développée, les radicules commencent à paraître ainsi que les plumules, et le grain est devenu assez mou pour se laisser écraser sous le doigt; cette période de la germination arrive ordinairement 24 ou 36 heures Sa préparation.

après que celle-ci a commencé, on l'arrête aussitôt en exposant l'orge ainsi germée à une chaleur de 60 à 66° environ, dans un lieu qu'on appelle *tournaille*, les filaments des racines ou les germes qui se détachent par frottement, sont nommés *tournaillons*, et le grain nettoyé prend le nom de *malt* ou de *drèche*.

Brasserie. 694. L'orge, étant préparée comme nous venons de le dire, est ensuite moulue grossièrement; on l'épuise après par des infusions dans l'eau chaude à 80°. Les liqueurs qui en proviennent successivement reçoivent le nom de moût de bière et sont réunies ensuite dans une grande chaudière, où on empêche l'effet de leur tendance à passer à l'acidité en y ajoutant une quantité convenable de houblon (20 ou 25 millièmes du poids de la drèche). On fait bouillir alors, et lorsque la liqueur est suffisamment concentrée, on la laisse refroidir jusqu'à 12° + 0; alors on la fait couler dans des cuves à *fermentation* et l'on y délaie une certaine quantité de levûre; [1] dès lors tous les phénomènes de la fermentation commencent; lorsqu'ils ont cessé on regarde la bière comme étant bonne à livrer au commerce (691).

695. Le moût de bière a une couleur plus ou moins brune et une saveur douceâtre un peu sucrée; suivant M. Thomson il est formé d'une substance saccharine, d'une matière pouvant fermenter par le contact de l'air, d'albumine, d'amidon, de mucilage, de gluten et même de tannin; d'après cette composition, il est facile de se rendre compte de la

[1] La levûre provient des écumes qui se produisent pendant la fermentation du moût de bière; elle est très riche en ferment, comme nous l'avons vu (681).

théorie de la formation de la bière d'après celles expliquées (688 à 690).

DEUXIÈME ESPÈCE.

De la fermentation acide.

696. Une fois que la fermentation à laquelle les liquides spiritueux doivent leur vertu alcoolique ou vineuse a cessé, ils peuvent, s'ils n'ont pas le contact de l'air, se conserver plus ou moins long-temps sans éprouver des changements bien sensibles, tels sont particulièrement les vins de bonne qualité; encore ceux-ci ne s'acidifieraient pas, du moins pendant un grand nombre de jours, s'ils étaient entièrement séparés des matières mucilagineuses ou glutineuses, quand même on les garderait dans des vases ouverts. Mais, s'ils en contiennent et qu'on les expose à l'air à une température de 15 à 30°, ils subissent, de même que les cidres, les bières, etc., une nouvelle décomposition que nous connaissons déjà sous le nom de fermentation *acide* ou *acétique ;* alors, par un nouveau mouvement spontané, ils se troublent, s'épaississent; on y aperçoit des flocons ou des filaments glaireux qui s'agitent en tous sens; leur température augmente; l'alcool, qui par lui-même, pur ou étendu d'eau, ne fermente pas, est entraîné dans la marche de leur décomposition et se transforme, comme les liquides qui le contiennent, en *acide acétique :* dès lors tout mouvement intérieur s'arrête par degrés; les flocons ou les filaments visqueux se déposent, et la liqueur changée en vinaigre recouvre sa transparence.

697. Il paraît que ces nouveaux phénomènes dépendent de ce que l'oxigène de l'atmosphère enlève à ces liquides une portion de leur carbone, et rend ainsi la quantité de l'oxigène qui leur est propre capable de les acidifier. Car, dans ses expériences, M. Théodore de Saussure a remarqué que dans une quantité donnée d'air, dans laquelle le vin se convertit en vinaigre, le volume de l'acide carbonique qui s'y produit représente parfaitement le volume de l'oxigène qui disparaît. D'où il suit que le liquide n'absorbe rien de l'atmosphère, et que c'est aux dépens de ses propres éléments que l'acide acétique se forme. Mais d'un autre côté, si l'on considère que les plus forts vinaigres sont toujours produits par les vins qui renferment le plus d'alcool, on est porté à croire qu'il devrait se produire de l'eau par l'hydrogène de l'alcool, qui devrait absorber à cet effet de l'oxigène de l'air, et c'est ce qui n'est pas d'après ce qui précède. En conséquence, il y a encore là quelques phénomènes qui restent à expliquer.

TROISIÈME ESPÈCE.

De la fermentation putride.

698. Nous venons de voir (683) que les végétaux, de même que les animaux, soustraits à la puissance que leur donne la vie, s'altèrent, se décomposent progressivement, qu'il s'exhale de leur sein des gaz et des vapeurs plus ou moins délétères, en répandant au loin des odeurs toujours insupportables; qu'ils finissent

même par restituer à l'air et à la terre les premiers éléments de leur constitution. C'est à ce dernier terme que s'arrêtent les phénomènes de la décomposition à laquelle on a donné le nom de fermentation *putride* ou *putréfaction*.

699. Les plantes herbacées, les feuilles, les fruits charnus, les racines dont le tissu est lâche, etc., l'éprouvent plus vite que les végétaux ligneux ou dont les fibres sont serrées. Dans tous les cas, il est nécessaire qu'ils soient soumis à une certaine température (10 à 25°+0) et aient une quantité convenable d'humidité. L'air ne paraît pas indispensable au développement de la putréfaction; il la favorise quand il est en repos, en brûlant et du carbone et de l'hydrogène des matières qui lui sont soumises, et la retarde ou l'empêche d'avoir lieu lorsqu'il est agité, en entraînant les germes putrides.

700. Une température au-dessous de 0, en rapprochant les parties, en congelant les liquides, arrête constamment la marche de la décomposition putride. Il en est de même d'une chaleur élevée, qui réduit en vapeur l'eau, dont le concours, pour qu'elle ait lieu, est d'une nécessité absolue, et probablement qu'alors ce liquide se décompose aussi.

701. Dans tous les cas, pendant la marche de la putréfaction des végétaux, on observe qu'il se dégage de l'hydrogène pur ou presque pur et de l'hydrogène carboné, de l'acide carbonique, du gaz azote quelquefois; il se produit, en outre, de l'acide acétique, et il se reforme de l'eau; enfin, tous corps qui proviennent de l'oxigène, de l'hydrogène, du carbone, et parfois de l'azote, principes de leur composition primitive; le

résidu est une matière noire dans laquelle le charbon prédomine.

702. Toutes les substances provenant des végétaux ne sont pas susceptibles d'engendrer la putréfaction ; beaucoup de produits immédiats de ces corps ne se putréfient jamais, tels sont les huiles, les résines très riches en charbon et en hydrogène, de même que l'alcool qui ne se forme que par la fermentation.

703. C'est à cette dernière espèce de décomposition végétale que les chimistes attribuent la formation de beaucoup de corps, comme, par exemple, le *terreau végétal* (427), la *tourbe*, qui se produit au fond des eaux stagnantes, le *lignite* et ses variétés, la *houille* et toutes ses différentes espèces, le *succin* (496), les *bitumes*, etc. (*Voyez* les ouvrages d'histoire naturelle.)

LIVRE HUITIÈME ET DERNIER.

CHAPITRE PREMIER.

DES PRINCIPES PRIMITIFS DES MATIÈRES ANIMALES, ET DE LA CLASSIFICATION DE CES MATIÈRES, etc.

704. Il n'appartient qu'à l'anatomie et à la physiologie de décrire toutes les différentes parties des animaux, et de faire l'histoire de leurs nombreuses fonctions dans l'économie animale. L'objet alors de la chimie est de rechercher quels sont leurs premiers éléments, comment ils se réunissent pour former les substances solides et liquides qui les constituent, quels sont les changements chimiques qu'éprouvent les corps qui servent à leur existence et à leur accroissement; enfin d'examiner les divers phénomènes de ces changements produits particulièrement dans l'acte de la *respiration*, de la *circulation des fluides* et de la *digestion*, etc. Nous ne les suivrons toutefois que dans les animaux les plus parfaits, tels que les *mammifères*.

Phénomènes chimiques produits dans la digestion et dans l'assi-

705. Lorsque les substances alimentaires, après avoir été broyées avec la salive par la mastication, dans la cavité buccale de l'homme et des animaux mammifères, sont introduites dans l'estomac, on pré-

milation des parties.

tend qu'elles s'y imprègnent d'une liqueur nommée *suc gastrique*, première cause des altérations qu'elles y subissent. Dès lors elles éprouvent de très grands changements, et se transforment plus ou moins vite par la force de la digestion relative à la nature, à la santé, à l'âge, etc., de chaque individu, en une matière molle ayant la consistance de bouillie que l'on appelle *chyme*, qui passe immédiatement dans les intestins grêles, où elle rencontre de la *bile* et du *suc pancréatique*, qui, probablement, agissent sur elle, d'où il suit qu'elle subit de nouveaux changements; elle se convertit encore en une autre substance liquide, blanche, nommée *chyle*, qu'absorbent une multitude de vaisseaux capillaires qui recouvrent les intestins grêles, et particulièrement le duodénum, et en matières excrémentitielles, qui, en passant par les gros intestins, sont expulsées au dehors.

706. Le chyle, après avoir été absorbé par les vaisseaux chylifères, est porté par eux dans un assez gros vaisseau, connu sous le nom de canal thoracique, situé le long de l'épine du dos, où se rend également un liquide nommé *lymphe*, conduit par une autre foule de vaisseaux appelés lymphatiques, qui partent de toutes les cavités du corps; là, le chyle et la lymphe se mêlent ensemble, et sont transmis dans la veine sous-clavière gauche, et quelquefois dans la veine sous-clavière droite, où probablement ils se convertissent en sang ou se mêlent à ce corps, en réparant ainsi la déperdition constante qu'il éprouve en se décomposant, après avoir circulé et pris successivement le nom de *sang veineux* et de *sang artériel*, du cœur dans les poumons et dans tous les conduits

qu'on nomme artères et veines, etc., pour suppléer à la perte que subit sans cesse tout le système, et nourrir tous les organes en leur fournissant une partie de ses principes, dont il résulte toutes les *sécrétions*, etc.

707. Cette très légère esquisse suffit pour nous faire voir comment s'assimilent les parties nutritives nécessaires à la conservation et à l'accroissement de l'homme et de la plupart des animaux. Nous ne suivrons pas les hypothèses qu'on a faites, quelque ingénieuses qu'elles soient, pour expliquer l'action, sur les aliments, de la *salive*, du *suc gastrique*, de *la bile*, du *suc pancréatique*, etc.; car on ignore complétement leur manière d'agir. Les phénomènes de cette action dépendent sans doute de cette force secrète que l'on nomme puissance *vitale*. Nous dirons seulement que, pour l'homme en santé, les matières animales sont, toutes circonstances étant égales d'ailleurs, les aliments les plus faciles à digérer comme les plus nourrissants.

708. D'après de nouvelles expériences de M. Magendie, il est bien confirmé que les substances alimentaires, comme, par exemple, le sucre, la gomme, l'huile d'olive, etc., qui ne renferment point d'azote, sont peu nutritives et ne pourraient suffire pendant long-temps à l'entretien de la vie.

Phénomènes produits par la respiration.

709. Quoique l'examen des fonctions de la respiration soit aussi entièrement du ressort de la physiologie, nous en ferons encore une faible ébauche, afin de nous mettre à même de comprendre les changements que subit l'air atmosphérique dans les organes pulmonaires.

710. Tout le monde sait que les animaux soustraits à l'influence de l'air atmosphérique périssent d'une manière instantanée, et peu de personnes ignorent que les poumons sont les organes de la respiration, chez l'homme comme chez tous les animaux à sang chaud.

711. Les poumons sont des organes qui contiennent une foule de vaisseaux sanguins et des vaisseaux aériens qui proviennent de la division et subdivision des bronches, qui, par leur réunion, forment la trachée. On ne connaît presque rien de positif sur la situation des uns par rapport aux autres. On peut croire cependant que le sang n'y est séparé de l'air que par une membrane extrêmement mince et perméable à ce dernier; or, la respiration consiste dans le jeu continuel de ces organes qui sans cesse aspirent ce fluide, et l'expulsent ensuite à l'aide de mouvements alternatifs. Si ce mécanisme cesse, même pendant peu de temps, l'animal meurt.

Action des gaz sur l'économie animale.

712. L'air atmosphérique est le seul de tous les gaz connus absolument nécessaire à la respiration; et de tous les autres, ceux qui ont été respirés abondamment jusqu'ici ont été nuisibles ou ont causé la mort. Les uns, tels que l'*hydrogène* et l'*azote*, en pénétrant dans les poumons, font périr l'animal de la même manière qu'il perdrait la vie si on le tenait plongé sous l'eau, et ne produisent aucun changement dans le sang; d'autres, au contraire, agissent sur ce liquide d'une manière qui leur est particulière, et causent la mort non seulement parce qu'ils ne contiennent point d'oxigène, mais encore par cette même action qui leur est propre, tels sont l'hydrogène *carboné*, *sulfuré*, etc.; d'autres

sont respirables pendant plus ou moins de temps, mais ils finissent toujours par détruire la vie; tels sont le protoxide d'azote et le gaz oxigène pur. Enfin le gaz ammoniac et la plupart des gaz acides donnent la mort, sans même pouvoir s'introduire dans les poumons; car l'*épiglotte* se ferme spasmodiquement aussitôt qu'ils la touchent. (*Voyez* les expériences de l'infortuné Pilatre de Rosier, sur la respiration de l'acide carbonique, Journal de physique, t. 28, pag. 418 et pag. 424; et celles de M. Chaussier sur l'hydrogène sulfuré, même Journal, t. 56, pag. 35.)

713. Les mammifères ne font éprouver aucun changement à l'azote de l'air qu'ils respirent. Ce dernier en contient tout autant après qu'il a été expiré des poumons qu'avant d'y pénétrer.

Il n'en est pas de même dans la respiration des poissons; ceux-ci, d'après MM. Humboldt et Provençal, absorbent une très grande quantité d'azote.

Puisque l'air atmosphérique est le seul gaz propre à la respiration, premier effet de notre existence, il nous reste à savoir quelle est son action dans les organes respiratoires, et s'il y subit quelques altérations.

714. On sait depuis long-temps qu'un animal ne peut exister enfermé dans une quantité déterminée d'air, sans lui faire éprouver des changements dont lui-même devient promptement victime, si on ne la renouvelle. On avait soupçonné avec justesse que ces altérations étaient dues à l'absorption d'une portion d'air; et Priestley et Schéele démontrèrent ensuite qu'elle appartenait à l'oxigène. Lavoisier prouva évidemment que les animaux ne peuvent vivre dans un air totalement dépouillé de ce gaz, et que celui-ci se

change en acide carbonique dans l'acte de la respiration. Les expériences de M. Vauquelin ont montré qu'il en est encore de même pour les vers et les insectes, et qu'ils transforment aussi, comme les autres animaux, l'oxigène de l'air qu'ils aspirent en *gaz acide carbonique* et en *azote ;* et l'on peut en dire autant des poissons qui ne respirent pas d'une manière sensible, car ils finissent par mourir promptement si l'eau dans laquelle ils vivent est entièrement privée d'air atmosphérique ou d'oxigène. Enfin les grenouilles qui peuvent à volonté suspendre leur respiration pendant quelque temps meurent, suivant Carradori, au bout de quarante minutes, si on les retient enfermées dans de l'eau recouverte d'une couche d'huile.

Nous venons de voir, d'après ce qui précède, que dans l'inspiration de l'air atmosphérique ce fluide change en partie son oxigène en acide carbonique ; ce que l'on prouve en faisant passer à travers une certaine quantité d'eau de chaux, pendant quelques minutes, l'air qu'on expulse des poumons ; alors il se produit un carbonate calcaire qui en trouble aussitôt la transparence.

715. Il résulte des meilleures analyses faites à ce sujet, que l'air, que nous savons être composé de 21 parties d'oxigène et à peu près de 79 d'azote, ne contient plus à sa sortie des poumons que 18 à 19 parties d'oxigène ; donc il y en a 2 à 3 parties de transformées en acide carbonique.

Si l'on ne respirait qu'une fois le même air, le volume de l'acide carbonique qui se forme serait égal au volume de l'oxigène absorbé ; mais lorsqu'on le

respire plusieurs fois l'acide carbonique qui revient dans l'air ne représente plus les quantités d'oxigène employé. (Annales de chimie et de physique, tome 4, page 115.)

716. La quantité d'air absorbée dans la respiration varie beaucoup dans les différents animaux; ceux à sang chaud, qui sont dans la nécessité absolue de le respirer sans relâche, doivent en absorber plus que tous les amphibies, qui jouissent de la faculté de suspendre leur respiration à volonté, pendant un temps limité, et qui respirent beaucoup moins que les autres. Les poissons ne paraissent pas avoir besoin de beaucoup d'air atmosphérique, et celui que contient ou qu'absorbe le fluide dans lequel ils vivent leur suffit.

717. Peu de personnes ignorent que les hommes respirent plus de fois dans un instant donné les uns que les autres. Hales a prétendu qu'on respire 20 fois par minutes, ce qui fait 28,800 fois par 24 heures; M. Thomson a annoncé qu'il ne respirait ordinairement que 19 fois par minute, et que M. Humphry Davy respirait 26 à 27 fois dans le même temps; il en a conclu, d'après d'autres observations analogues, que celle de Hales est exacte, et pouvait servir de terme moyen du nombre de respirations particulier à chaque individu.

718. D'après Lavoisier, Séguin et M Davy, un homme convertit dans un jour 750 litres de gaz oxigène qu'il aspire dans l'air atmosphérique en 750 litres de gaze acide carbonique qu'il y expulse ensuite. Or, à la pression et à la température ordinaires cette quantité d'acide contient 395 grammes de char-

bon, donc un seul homme perdrait dans une année, par le fait de l'absorption de l'air dans les poumons, 144 kilogrammes 175 grammes de charbon, chose bien difficile à croire (288 livres environ).

719. Maintenant il nous reste à savoir à quelle partie l'oxigène de l'air introduit dans les poumons enlève du carbone pour se transformer en acide carbonique; on pense généralement que c'est aux dépens du carbone du sang *veineux* que se fait cette transformation. En effet, tout le sang est poussé du cœur aux poumons par l'artère pulmonaire, qui se bifurque en le distribuant dans les veines de ces organes, et nous avons vu (721) qu'il n'y est séparé de l'air que par une cloison extrêmement mince, perméable à ce fluide. Celui-ci lui enlève, au moment du contact, une portion de son carbone, le rend ainsi plus vermeil, et le transforme en sang artériel qui repasse dans l'oreillette gauche, etc., pour redevenir encore sang veineux dans les veines, et retourner ensuite dans les poumons, pour y subir une nouvelle perte de carbone, et ainsi de suite[1].

720. C'est Priestley qui le premier a fait connaître que le sang veineux prenait une couleur écarlate lorsqu'on le mettait en contact avec le gaz oxigène, tandis que, dans les mêmes circonstances, le gaz hydrogène rendait celle du sang artériel plus foncée, et c'est d'après ce savant que les physiologistes ont pu donner une ex-

[1] Lorsque l'on fait respirer à un animal un mélange de 79 parties d'hydrogène, et de 21 parties d'oxigène, la respiration se fait sans inconvénient, seulement l'animal qui le respire tombe bientôt dans un profond assoupissement. Du reste il se forme de l'acide carbonique comme à l'ordinaire; mais une portion d'oxigène disparaît, et l'on retrouve de l'azote à sa place. On n'a point encore expliqué ce dernier phénomène.

plication satisfaisante des phénomènes de la respiration.

721. On attribue assez généralement les sources de la chaleur qui se développe dans l'économie animale à la combustion qui s'opère dans les organes pulmonaires du carbone d'une portion du sang veineux par l'oxigène de l'air. On dit alors que la température du sang artériel est d'un degré plus élevé que celle du sang veineux, et que le premier, en se répandant rapidement dans toutes les parties du corps, les échauffe non seulement parce que son degré de chaleur est plus élevé, mais encore parce qu'il leur cède une certaine quantité de ses principes, et d'où il résulte que les parties même les plus éloignées du foyer de la combustion sont à peu près à la même température que les poumons, qui devraient nécessairement, s'il en était ainsi, être plus échauffés que les autres. Il a été fait à ce sujet une foule d'hypothèses et beaucoup d'expériences pour les appuyer; mais il est à croire que cette chaleur ne dépend pas seulement de ce phénomène, et qu'il y a encore là une cause qui nous est inconnue. Sources de la chaleur dans l'économie animale.

722. Nous avons dû remarquer que, dans la respiration des animaux mammifères, ils n'absorbaient aucune partie de gaz azote, d'où nous pouvons supposer que celui qui entre dans leur constitution provient, sans doute, comme leur carbone, leur hydrogène, etc., de l'assimilation des parties nutritives qui le contiennent. Ainsi donc les fonctions de la vie chez les animaux diffèrent essentiellement, outre la faculté qu'ils ont de se mouvoir et de changer de place à volonté, de celles des végétaux, en ce que ceux-ci puisent dans l'air la majeure partie des éléments néces-

saires à leur conservation et à leur accroissement, tandis que les autres, au contraire, éprouvent, par ce fluide, une déperdition constante de leurs principes, et l'on peut dire, jusqu'à un certain point, qu'ils se nourrissent mutuellement : les végétaux, en leur fournissant le carbone dans les substances alimentaires, et les animaux, en le leur rendant dans l'acide carbonique qu'ils expulsent sans cesse dans l'atmosphère.

723. Maintenant que nous avons une idée des fonctions de la respiration, de la digestion et de la circulation, et que nous pouvons concevoir la formation du sang qui paraît être le principal agent de l'économie animale, et, par suite, la formation de toutes les parties et matières qui en dépendent, nous allons nous occuper de la composition chimique des substances animales et de leur classification.

Les matières animales sont formées d'oxigène, d'hydrogène, de carbone, et quelquefois d'azote.

724. Toutes les substances animales ont pour éléments les corps, principes qui constituent les matières végétales; beaucoup d'entre elles ont, en outre, de l'azote dans leur composition. On le démontre par le même procédé employé pour la décomposition des végetaux par le feu (431).

Classification des matières animales.

725. La classification des matières animales repose sur leurs différentes propriétés, et se forme de quatre classes principales : la première renferme les matières qui ne sont ni acides ni grasses, et que, par conséquent, on appelle *neutres;* la seconde se compose des substances *acides;* la troisième, des substances *grasses;* enfin la quatrième se compose des matières salines qui se trouvent dans plusieurs parties des animaux, et qui y sont probablement destinées à fournir plus particulièrement la base solide des os.

CHAPITRE II.

PREMIÈRE CLASSE.

Des substances animales neutres, ou qui ne sont ni grasses ni acides.

Leur composition première.

726. Les substances principales qui composent cette classe, sont au nombre de neuf, et s'appellent *fibrine*, *albumine*, *gélatine*, *matière caséeuse*, *urée*, *matière colorante du sang*, *picromel*, *sucre de lait* et *sucre de diabétès*. Toutes sont composées des quatre éléments, corps, principes de tous les êtres organiques, excepté le sucre de lait et de diabétès qui ne renferment point d'azote dans leur composition.

727. Celles de ces substances qui en contiennent beaucoup, comme les six premières, fournissent à la distillation, 1° du sous-carbonate d'ammoniaque, dont une partie cristallise dans les récipients; 2° de l'acétate d'ammoniaque, de l'hydro-cyanate de cette base en petite quantité; 3° du gaz oxide de carbone; 4° une huile très fétide, pesante, épaisse et noire; 5° du gaz hydrogène carboné et du gaz azote; 6° enfin, un charbon, le plus souvent très brillant et volumineux, difficile à incinérer.

728. Lorsque ces substances sont placées dans les circonstances favorables à leur putréfaction, elles en produisent tous les phénomènes (842).

729. Mises sur des charbons allumés, elles se boursouflent, puis s'enflamment et brûlent en répandant une odeur très fétide.

730. Le chlore, l'iode, le potassium et le sodium, sont les seuls corps simples qui aient de l'action sur ces substances; les deux premiers leur enlèvent de l'hydrogène, les deux autres, au contraire, n'agissent qu'en s'emparant de leur oxigène.

731. Calcinés avec la potasse, ils laissent un résidu qui, traité par l'eau, fournit une lessive propre à faire le *bleu de Prusse* (hydro-cyanate de potasse ferrugineux).

leur composition première.

732. Les alkalis en dissolutions bouillantes et concentrées les attaquent, les dissolvent, les décomposent; il en résulte de l'ammoniaque qui se dégage, des acides carbonique et acétique et une matière particulière, qui s'unissent à l'alkali.

L'action des autres oxides sur ces substances est presque nulle.

Action de l'acide nitrique.

733. Les acides puissants les charbonnent et les décomposent, et de ceux-ci les acides sulfurique et nitrique sont les seuls qui aient une action qui mérite d'être étudiée d'une manière particulière. Ce dernier agit sur elles lorsqu'il est en quantité convenable, à froid ou à l'aide de la chaleur, et les transforme, pendant tout le temps de la distillation, qui doit se faire dans une cornue d'une capacité double de ce qu'elle doit contenir et communiquer, par le moyen d'une allonge, avec un flacon à deux tubulures portant à la seconde un tube recourbé propre à recueillir les gaz et engagé sous le mercure, en *eau*, en acide *carbonique*, en un peu d'acide *hydro-cyanique*, et il se dégage

en outre, dès le commencement de l'opération, de l'*azote* et de l'*oxide d'azote*, et par suite de l'*acide nitreux* et même un peu de *gaz ammoniac;* de plus, il se produit des acides malique, acétique et oxalique, et une matière jaune ayant la propriété de détoner, composée d'une matière animale et d'acide nitreux; produits dont la formation est facile à concevoir en se rappelant que ce n'est jamais que par l'abondance de son oxigène et son peu d'affinité pour lui que l'acide nitrique a une si vive action sur les corps. Ainsi on voit qu'il brûle l'hydrogène et le carbone de la substance animale, d'où il résulte de l'eau et de l'acide carbonique et le dégagement d'azote plus ou moins oxidé, et d'azote; celui-ci, par son union avec le carbone et avec l'hydrogène, forme l'acide prussique ou hydro-cyanique; d'une autre part, l'hydrogène et encore l'azote forment l'ammoniaque, etc. Enfin les acides malique, acétique et oxalique proviennent de la substance animale à laquelle l'oxigène de l'acide nitrique a enlevé assez de carbone et d'hydrogène pour les faire passer à l'état acide. Du reste, il faut bien qu'il s'opère quelque chose d'analogue d'après les produits précités. Quoi qu'il en soit, ils ne représentent jamais toute la quantité d'azote de la substance animale; et, d'après ce que nous avons vu (689 et 719), il est probable que nous sommes encore éloignés de connaître parfaitement tous les phénomènes que nous présente le gaz nommé *azote*, qui, s'il n'est pas composé, agit souvent de la même manière.

Des neuf matières qui composent cette classe c'est la fibrine qui fournit le plus des produits que nous

venons d'énumérer, vient ensuite l'albumine, puis la gélatine, etc.

734. Les substances animales agissent toujours, ainsi que les substances végétales, par leur excès de matières combustibles sur les oxides et les sels à une haute température, et l'on peut, jusqu'à un certain point, en prévoir les produits.

De la fibrine.

État naturel, préparation et propriétés, etc.

735. La fibrine est la substance la plus abondante de toutes celles des animaux à sang chaud; elle forme la plus grande partie de la chair musculaire, provient du chyle et constitue le sang en grande partie.

Il suffit pour l'obtenir de battre le sang au sortir de la veine avec une poignée de verges de bouleau; presque aussitôt elle s'attache à chaque verge en longs filaments rougeâtres dont on enlève la matière colorante en les lavant à l'eau froide. Ainsi obtenue, elle est blanche, un peu élastique, inodore, plus pesante que l'eau, sans action sur les couleurs bleues végétales. Par la dessiccation, elle jaunit, devient dure et cassante.

736. A la distillation, elle fournit beaucoup de sous-carbonate d'ammoniaque, etc., et laisse un charbon volumineux et difficile à incinérer.

737. Mise dans l'eau bouillante, elle perd, au bout de peu de temps, la faculté de se ramollir, et devient insoluble dans l'acide acétique; si l'on filtre après l'eau dans laquelle on l'a fait bouillir, ce liquide laisse précipiter en blanc par l'infusion de noix de galle, etc. (Annal. de chimie, tom. 88, pag. 28.)

738. Lorsqu'on la met dans de l'alcool ou de l'éther, elle se convertit au bout de plus ou moins de temps en une matière adipocireuse puante, qui se dissout dans le liquide dont on peut la séparer par l'eau.

739. Mise en digestion dans l'acide hydro-chlorique faible, elle s'y unit en produisant un faible dégagement de gaz azote; il en résulte une matière considérée comme un hydro-chlorate *acide*, racornie, assez dure, insoluble dans l'eau bouillante, et qui, lavée à l'eau froide, se change en un composé gélatineux regardé comme un hydro-chlorate *neutre*.

Action de l'acide sulfurique.

740. D'après de nouvelles recherches de M. Braconnot, on peut obtenir, par l'action de l'acide sulfurique sur plusieurs matières animales, des composés nouveaux. Ainsi, par exemple, en remplaçant les chiffons par de la fibrine dans l'opération qui a pour but de les transformer en sucre, on obtient, après avoir saturé l'acide par la craie, et filtré et fait évaporer la liqueur en consistance d'extrait, une substance ayant l'odeur du bouillon de viande ou d'osmazome. Cet extrait traité par l'alcool bouillant se dissout en partie, et l'alcool par le refroidissement laisse déposer une substance blanche particulière, à laquelle M. Braconnot a donné le nom de *leucine*. (*Voyez* comment on la purifie, Annales de chimie et de phys., tom. 13, p. 118.)

Leucine.

741. L'acide nitrique de 1,25 de densité, mis en contact avec de la fibrine, laisse dégager de l'azote. Celle-ci se recouvre de graisse, et la liqueur prend une couleur jaune.

742. L'acide acétique peut à la température ordi-

naire, transformer la fibrine en gelée, qui se dissout ensuite dans l'eau bouillante, en laissant dégager aussi une petite quantité d'azote.

Usages. 743. La fibrine à l'état de pureté est sans usages. Tout le monde connaît d'ailleurs les nombreux usages des viandes dont elle forme la partie principale.

De l'albumine.

744. Les physiologistes sont les premiers qui aient introduit le mot albumine pour désigner un liquide répandu dans presque toutes les parties des animaux et tout-à-fait analogue au blanc d'œuf, en latin *albumen*. Ce liquide doit être considéré à l'état *frais* et *desséché*.

Propriétés à l'état frais. 745. L'albumine telle qu'elle existe dans le blanc d'œuf, dans le sang, etc., est un liquide qu'on ne peut séparer, sans l'altérer, du mucus, du sous-carbonate de soude, du soufre même, etc., qui l'accompagnent toujours ; incolore, d'une saveur fade, visqueux, plus pesant que l'eau, verdissant le sirop de violettes par l'alkali qu'il contient, produisant beaucoup de mousse lorsqu'on l'agite avec l'eau.

746. Placée dans un liquide soumis à l'action de la pile, elle se rend à l'extrémité du fil négatif, l'entoure, et se coagule.

747. Soumise à l'action de la chaleur, elle se coagule de même, devient blanche et opaque, et ne peut plus se redissoudre dans l'eau, à moins qu'on ne la traite par le sous-carbonate de potasse ou de soude; et dans ce cas, en saturant le sel par un acide, on ne la précipite pas de la dissolution. Enfin, mêlée et

étendue dans une grande quantité d'eau, elle perd la faculté de se coaguler lorsque l'on porte le liquide à l'ébullition, seulement il perd sa transparence. M. Thenard attribue la coagulation de l'albumine à sa cohésion au moment où on fait bouillir la liqueur qui la contient, dont les alkalis précités empêchent l'effet quand elle y est dissoute.

748. Le chlore et l'iode la troublent sur-le-champ, et tous les acides paraissent susceptibles de se combiner avec elle en la rendant moins soluble. Les matières tannantes la précipitent sur-le-champ (672).

Lorsqu'elle est dans de l'eau tenant en dissolution de la potasse caustique, la chaleur produite quand on y verse de l'acide hydro-chlorique suffit à sa coagulation; effet qui n'a pas lieu avec le sous-carbonate de cette base. (M. Thenard.)

749. Il n'est pas une dissolution des sels des quatre dernières sections qui ne puisse laisser former de précipité par une addition convenable d'une solution d'albumine, quand même elle serait très étendue d'eau. Le précipité est floconneux, et la nuance de sa couleur est variable, et par conséquent relative à la nature de la base du sel. En général, il est composé d'albumine, d'oxide et même d'une certaine quantité d'acide, à moins que celui-ci n'appartienne aux acides hydro-chlorique et hydriodique; alors dans ce cas, le précipité pourrait être formé de chlorure ou d'iodure et d'albumine; d'où il suit que les sels insolubles n'ayant qu'une faible action sur l'économie animale comparativement à celle des autres solubles, on peut toujours l'administrer comme antidote des poisons de ceux-ci, lorsqu'ils appartiennent aux quatre der-

nières sections. Cependant comme elle pourrait redissoudre, étant en excès, une portion du précipité, il ne faudrait pas l'administrer en trop grande abondance. (*Voyez* la Toxicologie de M. Orfila.)

Usages. 750. L'albumine est une substance nutritive qui se rencontre dans un grand nombre de nos aliments; on l'emploie telle qu'elle existe dans le sang et le blanc d'œuf, pour clarifier les sucres, les sirops, etc. On s'en sert encore, à la température ordinaire, pour coller les vins, pour préparer, dans les laboratoires, des luts siccatifs, etc.

De la gélatine.

État naturel. 751. Cette substance se trouve dans presque toutes les parties molles des animaux, sans se rencontrer dans aucune humeur animale; ainsi les ligaments, les cartilages, les tendons, les aponévroses, les membranes, la chair musculaire, et même les os, contiennent la matière propre à la former.

Préparation. 752. Pour l'obtenir, on prend, par exemple, un morceau de peau dont on sépare parfaitement les poils, la graisse et les impuretés; on la lave, avec de l'eau froide, jusqu'à ce que ce liquide cesse de se colorer et ne se charge plus d'aucune partie étrangère, ce que l'on peut reconnaître à sa saveur; alors on la fait bouillir dans ce liquide, et on a le soin d'enlever les écumes à mesure qu'elles se rassemblent à la surface (on en favorise souvent la formation dans les arts par l'addition d'un peu d'alun ou de chaux). Après qu'elle a bouilli long-temps, on passe la dé-

coction à travers une toile; la liqueur, reposée et décantée, est de nouveau portée à l'ébullition jusqu'à ce qu'elle soit parvenue à une consistance convenable; alors on la coule dans des moules où elle se solidifie; au bout de vingt-quatre heures on l'en retire, on la coupe en tablettes, et on achève sa dessiccation en la plaçant sur des cordes dans un endroit chaud et aéré : ainsi obtenue, elle constitue la *colle-forte* du commerce.

753. C'est ordinairement avec les rognures de peaux, de parchemins, les cartilages, les oreilles et sabots de bœufs, de chevaux, de moutons, de veaux, etc., qu'on prépare toute la colle forte commune.

754. La gélatine est plus pesante que l'eau, sa saveur est fade; pure, elle a peu d'odeur, et elle est incolore et sans action sur les couleurs bleues végétales; très soluble dans l'eau bouillante, deux parties de gélatine, dissoutes de cette manière dans cent parties d'eau, suffisent pour faire prendre en gelée la dissolution par refroidissement. Propriétés.

755. L'alcool, l'éther et les huiles, sont sans action sur la gélatine. (M. Thenard.)

756. Plusieurs sels, suivant M. Thomson, peuvent être précipités de leurs dissolutions par la dissolution de gélatine; tels, par exemple, l'hydro-chlorate d'or, le nitrate d'argent, etc.

757. Les décoctions de matières tannantes précipitent les dissolutions de gélatine en blanc gris (672); l'alcool les fait précipiter en blanc; le précipité, dans ce dernier cas, n'est composé que de colle forte.

758. Le chlore liquide précipite aussi les dissolutions de gélatine; le précipité qui s'y forme, au bout

de quelque temps, est blanc, floconneux, formé de filaments flexibles et élastiques, etc. (85).

759. Les oxides ne paraissent pas avoir la faculté de former des combinaisons bien intimes avec cette substance.

L'acide nitrique agit comme il a été dit (733).

760. Nous avons remarqué que, par l'influence de l'acide sulfurique sur l'eau à l'ébullition, contenant de l'amidon ou des matières ligneuses, comme chanvre, paille, chiffons, etc., on pouvait tranformer ces substances en gomme et en sucre. M. Braconnot, dont les expériences à ce sujet ontbeaucoup enrichi la science, les a étendues sur quelques produits des animaux, et nous venons de voir que, par l'action de ce même acide sur l'albumine, il avait découvert la *leucine;* il en est encore de même en le faisant agir d'une manière analogue sur la gélatine. Ce savant a obtenu une nouvelle substance qu'il a nommée *sucre de gélatine*, à cause de sa saveur sucrée, etc., quoique ne produisant pas de fermentation avec l'eau et le ferment, et qui, traitée par l'acide nitrique, ne se convertit pas en acide malique ou oxalique, mais bien en un autre corps que M. Braconnot regarde comme un nouvel acide *nitro-saccharique*. (*Voyez* Annales de chimie et de physique, tome 13, p. 113.)

761. Nous venons de voir (752 et 753) comment en général dans les arts on prépare les colles fortes; disons maintenant de quelle manière on obtient celle de la gélatine des os. Ceux-ci d'abord doivent être mis dans de l'acide hydro-chlorique liquide, faible, qu'on renouvelle au besoin jusqu'à ce qu'ils soient devenus

souples, très flexibles, et aient acquis une demi-transparence; alors on les traite par de l'eau bouillante, comme les autres cartilages, et l'opération se fait de la même manière (752). On obtient souvent par ce procédé des colles fortes de la première qualité.

762. Les colles fortes que l'on trouve si abondamment répandues dans le commerce diffèrent, comme on sait, les unes des autres par leur couleur et leur transparence. Celle dite de poisson ou *ichtyocole* est une des plus belles et sert quelquefois comme aliment. On la prépare en Russie, particulièrement avec la vessie natatoire d'un poisson nommé *beluja*, l'un des plus grands qu'on rencontre à l'embouchure des fleuves de Moscovie. Sa préparation consiste en général à rouler les vésicules de certains poissons sur elles-mêmes et ensuite à les faire sécher. En Hollande, on la prépare de même à peu près avec la vessie natatoire du grand *esturgeon*. Enfin, les colles de poisson d'une qualité inférieure sont faites en traitant par l'eau bouillante, comme il a été dit, les estomacs, les intestins, les nageoires, les queues, etc., des autres poissons, tels que les loups marins, marsouins, requins, baleines, etc., ainsi que de tous les poissons sans écailles.

Colle de poisson ou ichtyocole.

763. La gélatine est un de nos meilleurs aliments; elle constitue la presque totalité des bouillons avec lesquels on fait les soupes dites *économiques;* à l'état de colle forte, elle entre dans la peinture en détrempe; les ébénistes et les menuisiers, etc., en font une grande consommation pour unir les pièces de leurs ouvrages. C'est avec elle que l'on fait le taffetas d'Angleterre; à l'état de colle de poisson, elle est très employée par les gaziers, les rubaniers, pour donner du lustre et

Usages.

de la consistance à la gaze et aux rubans; elle sert aussi pour coller l'intérieur des verres avec lesquels on imite les perles fines, etc.; enfin, on l'emploie encore pour clarifier les cafés, les liqueurs, etc. En pharmacie, on en fait des tablettes gélatineuses à la fleur d'orange, à la rose, etc.

De la matière caséeuse.

Préparation. 764. Lorsqu'on abandonne à la température ordinaire le lait à lui-même, après avoir ôté la crème qui se rassemble à sa surface, il finit par se partager en deux parties, l'une liquide, dans laquelle nage l'autre qui est solide. Celle-ci, qu'on appelle *caillé*, étant lavée à grande eau et à plusieurs reprises, laisse un résidu qui, égoutté et séché sur un filtre, est considéré comme étant la matière caséeuse pure, dont les propriétés sont les suivantes : elle est blanche, opaque, a une légère saveur particulière, inodore, plus pesante que l'eau, insoluble dans ce liquide même bouillant, et sans action sur les couleurs bleues végétales; soluble dans les lessives alkalines et surtout dans l'ammoniaque; elle se dissout aussi dans les acides forts minéraux et organiques, pourvu toutefois que ceux-ci soient étendus d'eau.

Propriétés.

765. Mise en contact avec l'eau et le ferment, elle produit la fermentation; et, suivant M. Proust, elle se transforme ensuite en acétate et *caséate* d'ammoniaque, en oxide *caséeux*. (Ann. de chim. et de phys., tom. 10, pag. 29.)

Usages. Les fromages ne sont presque composés que de matière caséeuse, et celle-ci entre conséquemment

pour une très grande partie dans la composition du lait.

De l'urée.

766. L'urée ne paraît exister que dans l'urine des mammifères; on l'en retire en faisant évaporer leur urine jusqu'en consistance sirupeuse, en ayant le soin de ménager le feu vers la fin de l'évaporation. Alors on ajoute au sirop un volume égal au sien d'acide nitrique à 24°; on agite, et on plonge le tout dans un mélange de glace et de sel marin. Il s'en précipite presque aussitôt du *nitrate acide d'urée*, qu'on lave avec de l'eau à la glace, c'est-à-dire à 0; puis on le fait égoutter et on le comprime ensuite entre des feuilles de papier joseph. Après quoi, on le fait redissoudre dans de l'eau distillée, et l'on décompose la dissolution de ce nitrate par du carbonate de potasse; l'urée devenue libre et le nitrate de potasse restent dans la liqueur; on la fait évaporer jusqu'à siccité; le résidu, traité par l'alcool très pur, ne cède à ce liquide que l'urée, que ce dernier laisse cristalliser par une évaporation convenablement ménagée. État naturel.

767. Ainsi obtenue, elle affecte la forme de longs prismes aiguillés, analogues pour la ressemblance à ceux que produit la dissolution d'hydro-chlorate de strontiane; ils sont sans odeur, transparents et sans couleur; sa saveur est fraîche et piquante, et elle a une plus grande densité que l'eau. Propriétés

768. Soumise à l'action du calorique, elle donne, par sa décomposition en vases clos, beaucoup de sous-

carbonate d'ammoniaque et un gaz inflammable d'une odeur fétide insupportable, et laisse du charbon pour résidu.

Les acides forts, par l'intermède de l'eau à l'ébullition, la décomposent; et il en résulte de l'acide acétique, de l'ammoniaque, etc.

Nous venons de voir qu'elle forme, jusqu'à un certain point, un nitrate avec l'acide nitrique, *nitrate acide d'urée.*

Usages. Du reste, elle est sans usages. Mais c'est à sa décomposition que nous devons attribuer le sous-carbonate d'ammoniaque qui se produit dans l'urine, et qui fait qu'on emploie cette dernière dans plusieurs arts.

De la matière colorante du sang.

769. Il n'y a point de corps qui ait plus attiré l'attention des chimistes que le sang; presque tous les savants ont étudié sa nature et recherché ses propriétés. Les expériences de Rouelle le jeune, de Bucquet, de Fourcroy, de Parmentier, de MM. Deyeux, Brande, Berzelius et Vauquelin, ont jeté le plus grand jour sur cette substance.

La majeure partie des chimistes ont cru pendant long-temps que le sang devait sa couleur à une petite quantité d'oxide de fer qu'il contient: mais, d'après les expériences de MM. Brande, Berzelius et Vauquelin, nous devons croire que cette couleur dépend d'une toute autre cause.

Extraction. Pour extraire la matière colorante du sang, M. Berzelius attend que ce corps soit coagulé; il coupe alors

le caillot en tranches très minces, et le place sur du papier brouillard pour en absorber le *serum*, et le triture dans une quantité convenable d'eau, ce qui ôte au liquide totalement sa transparence; ensuite en le portant à l'ébullition, la matière colorante devient insoluble et se précipite : on la lave et on la sèche, etc. (Annales de chimie, tom. 5, pag. 42.)

Cette matière est sans usages.

Du picromel.

770. Le picromel, ainsi nommé à cause de sa saveur, et auquel M. Thomson propose de donner le nom de *choline*, ne paraît exister que dans la bile des animaux; M. Thenard ne l'a pas trouvé dans celle de l'homme. État naturel et propriétés.

Ce corps est sans couleur et a l'aspect de la térébenthine épaisse; sa saveur, d'abord âcre et amère, devient sucrée ensuite; son odeur est nauséabonde, et il a plus de densité que l'eau.

Exposé à l'air, il en attire l'humidité, aussi est-il très soluble dans l'eau. Soumis à la distillation, il fournit peu de sous-carbonate d'ammoniaque.

771. C'est de la bile de bœuf que M. Thenard retire le picromel. Cette bile renferme une matière jaune, une matière résineuse, une petite quantité de soude, de sulfate, de phosphate et d'hydro-chlorate de cette base, et beaucoup d'eau, qui accompagnent le picromel. A cet effet, il y verse un excès d'acétate de plomb; le précipité qui en résulte étant formé, il filtre la liqueur, et y ajoute ensuite du sous-acétate de plomb, dont l'excès de base s'unit au picromel, Préparation.

et se dépose avec lui sous la forme de flocons. Ces flocons étant bien lavés à grande eau par décantation, et recueillis sur un filtre, sont redissous dans du vinaigre distillé. Il ne s'agit plus alors que de faire passer à travers la dissolution un courant d'hydrogène sulfuré, pour en précipiter tout le plomb, et la filtrer ensuite et la faire évaporer, pour en chasser l'acide acétique, qui laisse le picromel pur pour résidu.

Ce corps est sans usages.

Du sucre de lait.

Propriétés.

772. Le sucre de lait, ainsi nommé, quoiqu'il ne fermente pas, à cause de sa saveur douce, et parce qu'il n'existe que dans le lait, est solide, blanc, inodore, plus pesant que l'eau, soluble dans ce liquide, cristallisant souvent en parallélipipèdes réguliers terminés par des pyramides à quatre faces, demi-transparents, assez durs pour être croquants, presque tout-à-fait insolubles dans l'alcool.

773. Mis sur des charbons allumés, il décrépite, se boursoufle et se charbonne; chauffé seulement au point de se caraméliser, il devient beaucoup plus soluble dans l'eau, et incristallisable; soumis à la distillation, il fond d'abord, se décompose ensuite, en donnant tous les produits de la décomposition des matières végétales par le feu (431).

Traité par l'acide nitrique, on peut le transformer en acides onalique, acétique, mucique, oxalique, etc. (457).

Préparation.

774. C'est en évaporant, en Suisse, le petit-lait provenant de la fabrication du fromage de Gruyère,

qu'on retire le sucre de lait. On peut aussi l'obtenir en faisant évaporer convenablement toute espèce de petit-lait, ce dernier n'étant composé que d'eau, de sucre de lait, d'une petite quantité de matière caséeuse, et d'une très petite quantité d'acide et de sel.

775. Le sucre de lait n'est guère employé qu'en médecine, et encore très rarement. Dans le commerce, on l'emploie pour falsifier les cassonades blanches; mais cette sophistication peut se reconnaître en faisant dissoudre une partie du mélange dans de l'alcool à 28°, qui ne dissout sensiblement que le sucre. Usages.

Nous avons vu le sucre de diabétès (543).

DEUXIÈME CLASSE.

Des acides qu'on rencontre tout formés dans les matières animales, ou que l'on peut former avec ces matières.

776. Les acides qui existent naturellement dans les substances animales, ou que l'on peut former avec ces substances, sont au nombre de vingt-un, et s'appellent, savoir :

Acide 1. urique.
2. pyro-urique.
3. purpurique.
4. rosacique.
5. amniotique.
6. lactique.
7. formique.
8. caséique.
9. margarique.
10. oléique.
11. sébacique.
12. cholestérique.
13. butirique.
14. delphinique.
15. hydro cyanique ferruré, etc.
16. chloro-cyanique.

Plus les 4 acides

17. acétique,
18. benzoïque,
19. malique et
20. oxalique que nous avons vus dans la chimie végétale.

Les huit premiers renferment plus ou moins d'oxigène; les cinq qui suivent en contiennent à peine, et se rapprochent des corps gras; les trois autres n'en possèdent pas.

Nous devons faire observer qu'on vient d'annoncer encore plusieurs acides nouveaux; tels sont ceux retirés du ver à soie, de la sauterelle, de la punaise, etc.; mais, outre que leur existence, comme corps particuliers, est douteuse, et que d'ailleurs ils sont, de même que la plupart de ceux que nous venons de nommer, tout-à-fait sans usages, nous n'en parlerons pas.

Des acides animaux les plus oxigénés, et différents des corps gras.

Nous allons décrire succinctement l'histoire abrégée de ceux de ces acides qui sont utiles aux arts ou à la médecine, en nous contentant de faire l'historique des autres.

De l'acide urique.

Historique.

777. Cet acide a été découvert par Schéele, qui publia ses expériences en 1776; il fut d'abord appelé *bézoardique* par Guyton-Morveau, et reçut le nom d'acide *lithique* lors de la réformation du langage chimique; enfin, il a pris, en dernier lieu, le nom qu'il porte aujourd'hui.

Propriétés.

L'acide urique est solide, d'un blanc jaunâtre, sous forme de poudre, inodore, insipide, n'ayant point d'action, ou n'en ayant qu'une très faible sur la teinture de tournesol. Sa pesanteur spécifique est plus grande que celle de l'eau; il exige 1720 parties de ce liquide à 16+0 pour se dissoudre, 1150 parties à 100°.

On n'a encore trouvé, pour ainsi dire, cet acide que dans les urines de l'homme et les excréments des oiseaux. Il se dépose quelquefois de certaines urines, sous la forme d'une poudre jaunâtre, et il forme tous les calculs urinaires. État naturel.

778. Le procédé le plus facile pour extraire l'acide urique, c'est de broyer les calculs urinaires jaunâtres et de les faire bouillir avec de la potasse caustique; on filtre, et l'on verse dans la liqueur de l'acide hydro-chlorique, qui s'empare de l'alkali et met l'acide urique en liberté; celui-ci se dépose, on le recueille et on le lave jusqu'à ce que les eaux de lavage ne se troublent plus par le nitrate d'argent. Préparation.

Il est sans usages.

De l'acide pyro-urique.

779. La découverte de cet acide est due à M. Williams Henry; mais c'est à MM. Chevalier et Lassaigne que l'on doit la connaissance de ses propriétés.

Cet acide est blanc, volatil, cristallisant en petites aiguilles, croquant sous la dent, soluble dans 40 fois son poids d'eau froide et dans l'alcool bouillant, marquant 36° à l'aréomètre de Baumé; il se précipite par refroidissement de cette dernière dissolution. Propriétés.

780. En distillant de l'acide urique, et en traitant la portion sublimée blanche qui se forme en troisième lieu dans cette distillation par l'eau, filtrant ensuite, et ajoutant dans la dissolution un excès de sous-acétate de plomb, on obtient un *sous-pyro-urate de plomb*, qui étant insoluble se précipite. Ce précipité, traité par l'acide sulfurique et l'hydrogène sul- Préparation.

furé, comme il a été dit (454), laisse l'acide pyro-urique en dernier résultat.

Cet acide est aussi sans usages.

De l'acide purpurique.

Historique. 781. Cet acide est encore sans usages; il a été découvert par le docteur Proust. Il se produit par l'action du chlore, ou de l'iode, ou même de l'acide nitrique sur l'acide urique. (Annales de chimie et de physique, tome 11, page 48.)

De l'acide rosacique.

Historique. 782. La découverte de cet acide est due à M. Proust; il la fit il y a une vingtaine d'années. Ce corps est sans usages et très rare; on ne le trouve qu'uni à l'acide urique dans quelques urines que l'on rend sous la forme de sédiment rosacé, particulièrement dans le cours des fièvres intermittentes et des fièvres nerveuses.

On l'obtient, en traitant le dépôt coloré dont nous venons de parler par l'alcool bouillant, et faisant ensuite évaporer la dissolution.

De l'acide amniotique.

Historique. 783. Cet acide a été trouvé par MM. Buniva et Vauquelin dans l'eau de l'amnios de la vache, dont ils firent l'analyse il y a à peu près 22 ans.

Il est tout-à-fait sans usages.

De l'acide lactique.

784. En 1780, Schéele annonça l'existence d'un nouvel acide dans le petit-lait aigri ; il l'obtenait en réduisant le petit-lait à un huitième de son volume ; filtrant ensuite, il saturait la liqueur par l'eau de chaux ; filtrait de nouveau, et ajoutait dans la nouvelle liqueur de l'acide oxalique affaibli, jusqu'à ce qu'elle cessât de se troubler ; en la faisant évaporer jusqu'en consistance de sirop, et en la traitant alors par l'alcool bouillant, l'acide lactique restait en dissolution. Historique.

Suivant M. Berzelius l'acide lactique existe encore, libre ou combiné, dans tous les fluides animaux et dans la chair musculaire même.

Cet acide est sans usages.

De l'acide formique.

785. L'acide formique a été l'objet de très grandes recherches, et cependant les chimistes ne sont pas encore maintenant d'accord sur sa nature particulière. Les uns veulent que ce soit un acide distinct, et les autres prétendent qu'il est identique avec l'acide acétique. Quoi qu'il en soit, il est sans usages, et s'obtient en exprimant le suc des fourmis, et en le traitant par le sous-carbonate de potasse; ensuite on verse dans la liqueur du sulfate de fer peroxidé, et on la filtre, et puis on la fait évaporer en consistance sirupeuse ; après quoi on la distille avec une suffisante quantité d'acide sulfurique, dans une cornue de verre. Préparation.

Le produit acide obtenu dans le récipient est mis en contact avec du carbonate de cuivre; l'effervescence terminée, on fait évaporer convenablement, et l'on obtient par refroidissement des cristaux bleus de *formiate de cuivre*, dont on sépare l'acide formique en les distillant avec de l'acide sulfurique. (Gehlen, Annales de chimie, tome 83, page 208.)

De l'acide caséique.

786. Lorsque l'on abandonne la matière caséeuse dans l'eau, elle y fermente à la manière du gluten, et finit, suivant M. Proust, par se transformer en acétate et *caséate d'ammoniaque*, etc. (765). C'est de ce caséate qu'on retire l'acide caséique absolument sans usages (Annales de chimie, tome 10, page 29.)

De l'acide sébacique.

787. Les cinq acides suivants se rapprochent des graisses par leur nature, et ne contiennent que peu d'oxigène.

On a tiré du mot latin *sebum* (suif) le nom d'un acide appelé sébacique, qui se produit dans la distillation des graisses. Ce corps, que l'on connaît depuis une vingtaine d'années, est sans odeur, d'une faible saveur, rougissant, d'une manière très sensible, la teinture de tournesol, plus pesant que l'eau, soluble dans ce liquide, beaucoup plus à chaud qu'à froid, inaltérable à l'air, très soluble dans l'alcool.

Il forme des sels avec les alkalis; ces sels sont dé-

composés par les acides sulfurique, nitrique, etc. Il s'en dépose alors de l'acide sébacique.

Il précipite les acétate et nitrate de plomb et de mercure. Du reste, il est sans usages. (Annales de chimie, tome 29, p. 193.)

De l'acide cholestérique.

788. La matière grasse des calculs biliaires, que M. Chevreul appelle *cholestérine*, traitée par l'acide nitrique, produit, d'après MM. Pelletier et Caventou, un acide particulier qu'ils ont nommé *cholestérique*. Cet acide est jaune orangé lorsqu'il est en masse, et en aiguilles blanches lorsque, dissous par l'alcool, il cristallise par évaporation spontanée; sa saveur est faible, un peu styptique; son odeur a quelque chose de celle du beurre. Il est plus pesant que l'alcool, et moins dense que l'eau. Du reste, il est encore sans usages. (Journal de pharmacie, tome 3, p. 292.)

De l'acide margarique.

789. L'acide margarique, dont le nom est tiré de μαργαρίτης (perle), a été découvert par M. Chevreul, qui en publia la description en 1813. Il est blanc, insipide; son odeur rappelle celle de la cire blanche; il est moins dense que l'eau; il fond à 56° et demi centigrades; liquide, il est incolore, limpide, et cristallise par le refroidissement en aiguilles brillantes, d'une blancheur admirable; à froid, il reste sans action sur la teinture de tournesol, mais à l'aide

Historique et propriétés.

de la chaleur il la rougit très sensiblement. Il est insoluble dans l'eau, et très soluble dans l'alcool rectifié.

Soumis à la distillation, il se décompose en partie, et se volatilise en laissant un petit résidu de charbon.

Nous avons vu qu'il se produit dans la préparation des savons, etc., et quels sont les margarates solubles et insolubles. D'après M. Chevreul, la quantité d'oxigène dans l'oxide des margarates neutres est à la quantité d'acide :: 3 : 100, et :: $1.\frac{1}{2}$: 100 dans les margarates acides.

Composition des margarates.

Cet acide existe tout formé dans le gras des cadavres; mais c'est en traitant la graisse de porc, purifiée par l'eau et la potasse, qu'on se le procure. Du reste, il est sans usages. (Annales de chimie, tome 88, p. 225, tome 94, p. 225; et Ann. de chimie et de physique, tome 2, p. 346.)

De l'acide oléique.

Historique.

790. La découverte de l'acide oléique est due, de même que celle de l'acide margarique, à M. Chevreul. Il se forme comme celui-ci; lorsque l'on traite la graisse de porc purifiée par l'eau et la potasse, il reste uni tout entier à l'alkali.

Propriétés.

Cet acide a une saveur et une odeur de graisse rance; il est moins dense que l'eau, et à 12°+0 il est liquide comme une huile; à 6°+0 il prend la forme d'aiguilles; il rougit le tournesol, et est insoluble dans l'eau, et très soluble dans l'alcool, etc.

Nous avons vu que, de même que l'acide marga-

rique, il se forme dans la préparation des savons, etc. Du reste, il est sans usages comme ce dernier.

Dans les oléates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide, à la quantité d'acide :: 2,835 : 100. (Ann. de chimie et de phys., tome 2, p. 358.) Composition des oléates.

De l'acide butirique.

791. D'après le même savant, auquel sont dues les découvertes des deux acides précédents, le beurre contient, outre deux corps analogues à la stéarine et à l'élaïne, un principe colorant et un principe odorant qui le distinguent plus particulièrement des graisses. Celui-ci se comporte comme les acides avec plusieurs oxides, et, conséquemment, M. Chevreul lui a donné le nom d'acide *butirique*. Du reste, ce corps est sans usages. (Journal de pharmacie, tome 3, p. 80.)

792. Lorsque l'on soumet à la distillation le butirate de baryte, il se décompose, et il passe dans le récipient de l'acide carbonique et un liquide, que M. Chevreul appelle acide *pyro-butirique*.

Ce corps est sans usages, de même que l'acide qui le produit.

Il existe encore un acide dans l'huile de dauphin, appelé *acide delphinique*. Plusieurs autres acides analogues ont été tout nouvellement découverts : un dans le suif (M. Chevreul, Annal. de chimie et de phys., tom. 7, pag. 382); un autre par l'action de l'acide sulfurique sur le suif (M. Braconnot, Journal de pharmacie, tom. 1, pag. 391); un autre par l'action de la potasse sur la matière grasse de la cévadille, nommé acide *cévadique*, par MM. Pelletier et Ca-

ventou qui l'ont découvert (Annales de chimie et de phys., tom. 14, pag. 71).

De l'acide hydro-cyanique.

Des autres acides non oxigenés.

Historique.

793. C'est à Schéele que l'on doit la découverte de l'acide hydro-cyanique (prussique) étendu d'eau. Il la fit en 1780; mais c'est M. Gay-Lussac qui a reconnu que cet acide était formé d'hydrogène et d'un composé d'azote et de carbone, auquel il a donné le nom de *cyanogène;* et c'est à ce même savant que nous sommes redevables du procédé facile au moyen duquel on peut se le procurer à l'état de pureté, et que l'on doit aussi la détermination précise de ses principes constituants. (Ann. de chimie, tom. 95, page 136.)

Propriétés physiques.

794. A la température ordinaire, l'acide hydro-cyanique est liquide, très volatil, transparent et sans couleur, rougissant faiblement le tournesol. Sa saveur, fraîche d'abord, produit bientôt une sensation brûlante. Son odeur, lorsqu'il est très étendu d'eau, a de l'analogie avec la fleur de pêcher ou des amandes amères; mais quand il est pur, elle est si forte qu'elle cause d'une manière instantanée des étourdissements, et par suite des maux de tête. Sa pesanteur spécifique est à 7+0 de 0,70583, et celle de sa vapeur (tension) est de 0,9476. Il est peu soluble dans l'eau; aussi lorsqu'on l'agite avec douze fois son volume de ce liquide, il se rassemble à la surface comme le ferait une huile. Il est beaucoup plus soluble dans l'alcool.

Propriétés chimiques.

Soumis à l'action de la chaleur, il bout à 26°,5 sous la pression de 76 cent., et à 10°, sa vapeur fait

équilibre à $0,^{m}38$ de mercure. Il se congèle par un froid de 15°—0. Lorsque l'on verse une goutte de cet acide sur du papier, une portion se vaporise et enlève assez de chaleur à l'autre pour la faire cristalliser. C'est le seul liquide qui possède cette propriété.

795. Soumis à l'action de la pile, il a ses deux principes constituants séparés; l'hydrogène se rend au pôle négatif, et le cyanogène au pôle positif.

Il prend feu sur-le-champ par l'approche d'un corps en ignition.

Il se décompose très facilement, même quand on le garde dans des vases fermés, quelquefois même en moins d'une heure, et souvent il est totalement décomposé au bout de douze à quinze jours. Il commence par devenir d'un brun rougeâtre qui brunit de plus en plus; enfin, il se transforme en une masse noire qui exhale une odeur caractéristique d'ammoniaque, formée d'hydro-cyanate d'ammoniaque et de carbone uni à de l'azote.

796. Mis en contact avec les gaz à 20°+0, sa vapeur en augmente le volume d'une manière remarquable.

797. Le phosphore et l'iode volatilisés dans sa vapeur ne lui font éprouver aucun changement. Il n'en est pas ainsi du soufre; celui-ci l'absorbe facilement, et le composé qui en résulte paraît être formé de cyanogène et d'hydrogène sulfuré.

798. Le chlore enlève l'hydrogène à l'acide hydro-cyanique, et forme, en s'unissant au cyanogène, l'acide *chloro-cyanique*. Acide chloro-cyanique.

799. L'acide hydro-cyanique se comporte tout-à-fait avec le potassium comme les autres hydracides. Action du potassium.

Ainsi, si l'on chauffe ce métal dans un excès de la vapeur acide hydro-cyanique, il en absorbe, sur 100 parties, 50 de cyanogène, et met 50 parties d'hydrogène en liberté. Le cyanure de potassium qui en résulte, étant mis en contact avec l'eau, la décompose; l'oxigène de celle-ci oxide le métal; l'hydrogène fait passer le cyanogène à l'état d'acide hydro-cyanique, qui, s'unissant aussi-tôt avec l'oxide formé, constitue l'hydro-cyanate de potasse.

Introduit, avec du fer et de l'eau, sous une éprouvette pleine de mercure, renversée sur un bain de ce liquide, il laisse dégager de l'hydrogène, et il se forme du bleu de Prusse; effet qui n'aurait pas lieu, si l'on ne mettait pas d'eau.

Action des oxides.

800. Les oxides qui ont beauco u d'affinité pour l'oxigène, tels que la baryte, la potasse et la soude s'emparent du cyanogène, et en dégagent l'hydrogène. Lorsqu'on les chauffe dans un tube incandescent, et que l'on fait passer dessus l'acide hydro-cyanique en vapeur, le résultat est un cyanure d'oxide; mais si, au lieu d'employer des oxides où l'oxigène est très condensé, on se sert d'oxide de mercure ou d'argent, il se produit de l'eau et un cyanure métallique, à moins que la chaleur, qui, dans ce cas, serait trop élevée, ne mît le cyanogène en liberté. Or il serait alors dangereux de tenter l'expérience sur une quantité un peu considérable de ces corps.

État naturel et préparation.

801. Cet acide paraît exister, d'après quelques chimistes, dans les feuilles de laurier-cerise (*prunus lauro-cerasus*), dans les amandes amères (*amydalus communis*), dans les amandes et les fleurs de pêcher (*amydalus persica*), etc., et nous avons vu

qu'il se produit souvent dans la distillation d'un grand nombre de substances.

C'est en traitant le deuto-cyanure de mercure par l'acide hydro-chlorique liquide, légèrement fumant, ou par l'hydrogène sulfuré, qu'on l'obtient.

802. On le produit avec le premier, en plaçant une cornue tubulée dans un bain de sable posé sur un fourneau, au col de laquelle on adapte un tube recourbé, presqu'à angle droit, plongeant au fond d'un petit flacon. Ce tube, à partir du col de la cornue, doit renfermer, jusqu'à sa courbure dans le premier tiers de sa longueur, des petits fragments de marbre, et dans les deux autres tiers, du chlorure de calcium. L'appareil ainsi disposé et parfaitement luté, on entoure le petit flacon et le tube d'un mélange de glace pilée et de sel marin, après quoi on introduit dans la cornue le cyanure de mercure avec les deux tiers de son poids d'acide hydro-chlorique; on bouche aussitôt la tubulure, et l'on chauffe le fourneau modérément. L'acide hydro-cyanique passe et est retenu en partie par le marbre dans la première partie du tube, ainsi qu'une certaine quantité d'eau, plus un peu d'acide hydro-chlorique, qui se combine à la chaux. Tout ce qui passe de la vapeur acide hydro-cyanique dans le petit flacon s'y condense. Du reste, en chauffant doucement après le tube, on fait arriver l'acide dans le récipient. Le résultat de l'opération est de l'hydro-chlorate de deutoxide de mercure, qui reste dans la cornue, et de l'acide hydro-cyanique.

803. La théorie est fort simple. On dit, une portion de l'eau de l'acide hydro-chlorique est décomposée; Théorie.

son hydrogène s'unit au cyanogène du deuto-cyanure de mercure, et forme l'acide hydro-cyanique qui passe dans le tube, etc.; son oxigène se combine au métal, l'oxide mercuriel qui en provient s'engage avec l'acide hydro-chlorique et forme le sublimé corrosif. D'après M. Vauquelin, il s'y produirait encore de l'hydro-cyanate d'ammoniaque.

804. Un volume d'acide hydro-cyanique en vapeur paraît composé de

Composition

Un volume de vapeur de carbone,
Un demi-volume d'azote,
Un demi-volume d'hydrogène,

condensés en un seul; car un volume de 100 parties de cette vapeur exige, pour sa combustion complète, 125 parties d'oxigène, lorsqu'on les enflamme par l'étincelle électrique; et les produits de la détonation sont 100 parties d'acide carbonique, qui représentent, comme nous le savons, 100 parties d'oxigène, et il reste 50 parties d'azote. Or, comme l'acide hydro-cyanique est formé en volume, sur 200 parties, de 100 parties de vapeur de carbone, de 50 d'hydrogène et de 50 d'azote, il est probable que les 25 parties de l'oxigène restant servent à brûler les 50 d'hydrogène, et qu'il en résulte de l'eau.

Usages.

805. M. Magendie a démontré, par de belles expériences, en 1807, que l'on pouvait administrer l'acide hydro-cyanique à très petites doses contre plusieurs maladies de poitrine; en conséquence on a préparé un sirop de sucre ayant cet acide pour principe actif ou médicamenteux. Quoique nous l'ayons pris chez un des pharmaciens les plus distingués de Paris (M. Robiquet), M. Damiron, médecin-pro-

fesseur à l'hôpital militaire d'instruction au Val-de-Grâce, dont nous avons suivi la clinique avec assiduité, l'a prescrit avec une prudence admirable contre ces sortes de maladies, et nous l'avons administré; cependant le succès n'a pas répondu à nos espérances.

Action sur l'économie animale.

806. Il suit des expériences de MM. Coulon, Emmert, Orfila, Robert, et particulièrement de M. Magendie, que l'action de l'acide dont nous venons de faire l'histoire abrégée est des plus funestes sur l'économie animale. On le regarde, d'après ces savants, comme le poison le plus actif et le plus dangereux; on ne peut guère lui comparer pour son action délétère que certaines bases salifiables organiques, découvertes par les savants pharmaciens chimistes dont nous avons décrit plusieurs expériences (501).

Du cyanogène.

Historique.

807. Ce corps a été découvert en 1815 par M. Gay-Lussac en examinant les propriétés du prussiate de mercure (*cyanure de mercure*).

Propriétés physiques.

Le cyanogène est toujours gazeux quand il est libre, inflammable, d'une odeur vive, pénétrante et désagréable; rougissant la teinture de tournesol, dont la couleur ne reparaît que par la chaleur qui force le gaz à se dégager de la dissolution, et il se produit ainsi un peu d'acide carbonique; sa pesanteur spécifique est de 1,8064.

Propriétés chimiques.

808. On peut le chauffer à la chaleur rouge sans qu'il se décompose; lorsqu'il a le contact de l'air et qu'on l'enflamme, il brûle avec une flamme d'un assez beau violet, et par sa combustion il se produit de l'acide carbonique, et l'azote devient libre.

Action de l'eau, de l'alcool, etc.

L'eau peut à 20° en dissoudre quatre fois et demie son volume; la dissolution a une saveur piquante. L'essence de térébenthine peut en absorber autant que l'eau; il en est de même de l'éther; l'alcool en dissout davantage; il peut en prendre 23 fois son volume.

Le phosphore, le soufre, l'iode, peuvent être volatilisés dans ce gaz à la chaleur de la lampe, sans éprouver d'altération, ni agir sur le cyanogène.

Le potassium solidifie ce corps à l'aide de la chaleur, et en absorbe autant qu'il dégage d'hydrogène dans son contact avec l'eau; l'absorption est accompagnée de lumière, et le résultat est du cyanure de potassium qui mis dans l'eau la décompose. L'oxigène oxide le potassium, l'hydrogène s'unit au cyanogène, et aussitôt l'acide et l'oxide forment un hydro-cyanate de potasse.

Lorsque le cyanogène est dissous dans l'eau, la dissolution est d'abord sans couleur; mais dans l'espace de quelques jours elle devient jaune, puis brune, et laisse déposer une matière d'un brun foncé. La dissolution fournit alors à la distillation de l'eau chargée d'hydro-cyanate et de carbonate d'ammoniaque. (M. Vauquelin.)

Action des oxides alkalins dans l'eau.

Les alkalis en dissolution dans l'eau absorbent le cyanogène, et se colorent à peine tant que ce dernier n'est pas prédominant, mais lorsqu'il y est en excès elles deviennent brunes et comme charbonnées. Il se produit dans le premier cas des *cyanures d'oxides alkalins*, qui ne décomposent l'eau, suivant M. Gay-Lussac, qu'au moment où on y ajoute un acide, alors il se produit un dégagement de gaz acide carbonique, de l'acide prussique et de l'ammo-

niaque; celle-ci s'unit aussitôt à l'acide ajouté dans la dissolution.

809. On obtient le cyanogène en chauffant dans une petite cornue de verre, au col de laquelle on adapte un tube propre à recueillir les gaz, et que l'on engage sous des éprouvettes pleines de mercure et renversées sur un bain de ce liquide, du cyanure de mercure neutre, cristallisé et surtout parfaitement sec; car, s'il était humide, par la décomposition de l'eau et par l'union de ses deux éléments avec les principes du cyanogène, on n'obtiendrait, au lieu de cyanogène, que de l'acide hydro-cyanique en vapeur, de l'acide carbonique et de l'ammoniaque; on chauffe modérément, et le gaz se rend dans les éprouvettes; le mercure se volatilise aussi, mais il se condense dans le tube. Préparation.

Nous venons de voir comment on peut analyser l'acide hydro-cyanique, en le brûlant par le gaz oxigène dans l'eudiomètre à mercure; et par conséquent que le cyanogène est formé d'un demi-volume d'azote et d'un volume de vapeur de carbone condensés en un seul (804). Composition

Ce corps est sans usages, mais il peut former plusieurs cyanures dont un seul est employé, c'est celui de mercure; nous allons nous en occuper. Usages.

Du cyanure de mercure.

810. Ce corps a été appelé prussiate de mercure, et obtenu pour la première fois par Schéele; parfaitement neutre, il est sans couleur et inodore, sa saveur est analogue à celle du sublimé corrosif; comme ce dernier, c'est un horrible poison; il est soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid; sa densité est plus Historique et propriétés.

grande que celle de ce liquide; sa dissolution donne des cristaux en prismes quadrangulaires longs et coupés obliquement. Il reste sans action sur la teinture du tournesol.

Soumis à l'action du calorique, nous avons remarqué qu'il produit le cyanogène (809).

L'acide sulfurique concentré paraît, en se décomposant, agir sur le cyanure de mercure; faible, il le dissout quand on les fait bouillir ensemble; l'acide nitrique agit comme l'acide sulfurique affaibli.

811. L'hydro-chlorate de protoxide d'étain, versé en liqueur dans une dissolution de cyanure de mercure, décompose l'eau, passe à un degré d'oxidation plus élevé, tandis que l'hydrogène, en s'unissant au cyanogène, constitue de l'acide hydro-cyanique.

Ce corps peut se charger d'une assez grande quantité d'oxide rouge de mercure, sans prendre pour cela l'état du sous-cyanure. L'oxide fait partie, à l'état qui lui est propre, du composé.

Composition

812. Le cyanure paraît formé en poids de 100 parties de mercure et de 26,089 de cyanogène.

Préparation.

813. Ce corps est toujours produit par l'art; on le forme en faisant bouillir dans un matras 8 parties d'eau, 2 parties de bon bleu de Prusse pulvérisé, et une partie d'oxide rouge de mercure. Lorsque le tout est devenu jaune par l'ébullition, on filtre, et le cyanure se dépose de la dissolution par refroidissement en prismes, comme il a été dit.

814. On le purifie d'une petite quantité d'oxide de fer qu'il contient, en le faisant bouillir avec de l'oxide rouge de mercure; après quoi on filtre, et l'on transforme l'oxide de mercure combiné au cyanure même

par une addition convenable d'acide hydro-cyanique, dont l'hydrogène et l'oxigène de l'oxide forment de l'eau, tandis que le cyanogène et le mercure revivifié s'unissent.

Des hydro-cyanates.

815. L'acide hydro-cyanique peut s'unir aux bases et former des sels dont la découverte a été faite par Schéele; les propriétés des hydro-cyanates laissent encore beaucoup à désirer. Ceux à bases de la deuxième section et d'ammoniaque et de magnésie sont solubles dans l'eau, et verdissent constamment le sirop de violettes, quel que soit l'excès de l'acide employé pour les préparer. Les autres sont insolubles; ils sont sans couleur et ont une saveur âcre. Tous les acides les décomposent, même l'acide carbonique. Ils se transforment peu à peu en carbonate par leur exposition à l'air. Lorsque l'on verse l'un d'eux dans une dissolution d'un sel des quatre dernières sections, autre qu'un sel formé d'un hydracide, on obtient souvent un précipité de cyanure ou d'hydro-cyanate dont la couleur est variable.

816. L'hydro-cyanate d'ammoniaque est d'une volatilité extrême; à 36° + 0, il supporterait la pression atmosphérique, c'est-à-dire que la tension de sa vapeur ferait équilibre à 76 centimètres de mercure.

817. Lorsque l'on calcine en vases clos l'hydro-cyanate de potasse ou de soude, ils se transforment en cyanures alkalins; au contact de l'air l'hydrogène et le carbone de l'acide seraient complétement brûlés.

818. Quoique les hydro-cyanates soient des sels qui, en raison de leur peu de permanence, soient peu utilisés, on a remarqué, d'après M. Gay-Lussac, que

l'on pouvait, en général, les rendre plus stables en ajoutant dans leur dissolution une quantité convenable d'un autre cyanure ou d'un oxide, et ensuite une autre quantité d'acide hydro-cyanique. Ainsi, par exemple, en mettant dans une solution aqueuse d'hydro-cyanate de potasse du cyanure d'argent, elle en prend une certaine quantité et reste alkaline; mais par une addition d'acide hydro-cyanique, elle dissout encore une nouvelle quantité de cyanure, et devient indécomposable par les acides faibles. Du reste, la dissolution concentrée par évaporation cristallise, par le refroidissement, en lames hexagonales groupées : que l'on remplace le cyanure d'argent par de l'oxide noir de fer, et les phénomènes de cette expérience n'en seront pas changés.

819. Nous avons vu qu'en faisant bouillir de l'acide hydro-cyanique avec le cyanure de mercure contenant de l'oxide rouge en combinaison, on transformait celui-ci en cyanure par une addition d'acide hydro-cyanique, d'où l'on peut prévoir que cet oxide ne peut point former d'hydro-cyanate. Ainsi, chaque fois qu'on les mettra en contact l'un avec l'autre, il se produira de l'eau et un cyanure. Il en est de même des oxides d'or et d'argent, et peut-être de ceux qui, comme ces derniers, sont faciles à réduire.

Préparation. 820. Les hydro-cyanates sont toujours un produit de l'art; ceux qui sont solubles s'obtiennent en combinant directement leurs bases avec leur acide. Les hydro-cyanates insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions.

Composition 821. La quantité d'oxigène dans l'oxide est à la quantité d'acide :: 1 : 3,426.

De l'acide hydro-cyanique ferruré et des hydro-cyanates ferrurés.

Opinions diverses.

822. L'acide hydro-cyanique paraît recevoir de la fixité dans ses éléments en se combinant avec certains corps, comme nous l'avons vu, lorsque l'on met l'hydro-cyanate de potasse avec le cyanure d'argent et l'oxide de fer. Les chimistes les plus distingués ont émis plusieurs opinions sur ce résultat. Les uns regardent ces composés comme une combinaison de l'hydro-cyanate de potasse avec le cyanure d'argent ou de fer, et dans ce cas-ci l'acide hydro-cyanique aurait agi sur l'oxide noir de fer comme sur l'oxide rouge de mercure, au moment de la combinaison (818); mais d'autres prétendent que l'argent ou le fer font alors partie intégrante de l'acide hydro-cyanique : de là les expressions d'acide hydro-cyanique *ferruré, argenturé*. M. Porrett est le premier qui ait appelé l'attention des chimistes sur ces nouveaux acides, dont il reconnaît non seulement l'existence, mais encore celle de l'acide hydro-cyanique sulfuré, qu'il nomme acides *chyazique, ferruré, argenturé, sulfuré*, etc.

Préparation de l'acide chyazique ferruré.

823. On obtient, suivant M. Porrett, l'acide hydro-cyanique ferruré ou *chyazique ferruré*, en faisant dissoudre dans de l'alcool 58 parties d'acide tartrique cristallisé, et en versant la dissolution dans une fiole contenant 50 parties d'hydro-cyanate de potasse ferruré préparé, comme nous allons le voir tout à l'heure, dissous dans la plus petite quantité d'eau possible ; par le mélange des deux dissolutions,

tout l'acide tartrique s'unit à la potasse et se dépose à l'état de sur-tartrate, et l'acide hydro-cyanique ou chyazique ferruré reste dans la liqueur; on peut l'en retirer par une évaporation spontanée. Il cristallise en petits cristaux grenus, inodores, blancs, prenant une teinte bleuâtre par leur exposition à l'air. Leur saveur est franchement acide et ne ressemble point à celle de l'acide hydro-cyanique. Ils se dissolvent dans l'alcool, et de même dans l'eau; la dissolution n'est pas colorée. Celle faite avec ce dernier liquide, versée sur du tritoxide de fer, ou mêlée avec du sulfate de fer à ce degré d'oxidation, donne sur-le-champ du bleu de Prusse. On peut voir l'opinion de M. Robiquet sur ce nouvel acide. (Annales de chimie et de physique, t. 12, page 277.)

824. L'acide hydro-cyanique ferruré paraît pouvoir se combiner avec presque toutes les bases salifiables; mais de tous les sels qu'il forme par cette union, il n'y a que ceux à base de potasse et à base de fer d'utilisés. Nous allons les examiner.

De l'hydro-cyanate ferruré de potasse.

Propriétés.

825. L'hydro-cyanate de potasse ferrugineux ou hydro-cyanate ferruré de potasse est jaune, transparent; ses cristaux sont en prismes quadrangulaires et assez gros. Il est sapide et inodore : sa densité est de 1,833, et il a 13 pour 100 d'eau de cristallisation. Il s'effleurit peu à peu par son exposition à l'air. Soumis à une chaleur élevée, il se décompose, et donne en vases clos de l'acide hydro-cyanique, de l'ammonia-

que, etc. Le résidu contient du fer, de la potasse, du charbon, etc.

Il n'est pas précipité de sa dissolution par l'hydrogène sulfuré ou par les hydro-sulfates, ni par l'acide gallique ou l'infusion de noix de galle.

L'acide hydro-chlorique lui enlève la potasse, et met conséquemment son acide en liberté.

826. L'oxide rouge de mercure forme avec lui un cyanure, en décomposant son acide de la même manière qu'il agit sur le bleu de Prusse.

Les alkalis et leurs sels ne troublent point la dissolution de l'hydro-cyanate de potasse ferrugineux; mais lui-même précipite le plus grand nombre des sels des quatre dernières sections.

827. La préparation de ce sel dans les arts paraît être le secret de plusieurs manufacturiers : on peut l'obtenir à la vérité facilement par le procédé suivant, mais on ne pourrait le livrer au commerce au prix de celui des fabriques. On prend du bleu de Prusse bien broyé, et on le fait digérer, à l'aide de la chaleur, dans de l'acide sulfurique affaibli avec six parties d'eau; après trois quarts d'heure, on verse le tout sur un filtre, et on l'épuise à grande eau, jusqu'à ce qu'elle ne décèle plus de traces d'acide sulfurique, par un sel soluble de baryte : alors on met le résidu dans une dissolution d'hydrate de potasse bouillante et convenablement étendue d'eau, et on en ajoute jusqu'à ce qu'il cesse de se décolorer, en passant du bleu au brun jaunâtre; alors on filtre la dissolution, et on la fait évaporer suffisamment. Par le refroidissement, le sel cristallise : on le purifie en le dissolvant, en filtrant, et en le faisant cristalliser de nouveau. Du reste, il

Préparation.

est facile de voir, d'après la composition du bleu de Prusse, que l'acide sulfurique au commencement de l'opération sert à dissoudre l'alumine et les matières étrangères que ce bleu contient.

De l'hydro-cyanate ferruré de protoxide de fer ou bleu de Prusse.

Historique. 828. La découverte du bleu de Prusse est due au hasard, comme une foule d'autres découvertes. Diesbach, fabricant de couleurs à Berlin, voulant, en 1710, se procurer de la laque en précipitant par de la potasse une décoction de cochenille, tenant en dissolution de l'alun et du vitriol vert, en demanda à cet effet à Dippel, pharmacien chimiste de la même ville. Ce Dippel était le même qui avait découvert en distillant des matières animales une huile particulière qui porte son nom, dont l'odeur fétide est insupportable. Il s'était servi dans cette préparation de la potasse qu'il procura à Diesbach; celui-ci, au lieu d'obtenir une laque rouge, comme il s'y attendait, obtint un précipité d'une belle couleur bleue. Il fit part de ce phénomène à Dippel, qui, soupçonnant qu'il avait été produit par l'action de son alkali sur l'alun et le sulfate de fer, parvint facilement à reformer le précipité bleu qu'avait obtenu Diesbach. Le procédé par lequel on le prépara resta caché jusqu'en 1724; à cette époque, Woodward en donna une description dans les *Transactions philosophiques*. Depuis lors tous les savants les plus distingués se sont occupés de l'examen de cette substance et des moyens employés pour sa préparation.

Propriétés. 829. Le bleu de Prusse est insipide, inodore, in-

soluble dans l'eau et l'alcool; sa densité est beaucoup plus grande que celle de l'eau. Soumis à la distillation, il se décompose en donnant de l'acide hydrocyanique, du sous-carbonate d'ammoniaque, de l'acide carbonique, un gaz inflammable, et laisse un résidu dont le poids représente plus de la moitié du bleu de Prusse employé. Soumis à l'action du feu, ce résidu est noir, attirable à l'aimant, prenant feu par le contact de l'air lorsqu'il est nouvellement préparé. Il renferme du charbon, du fer et de l'alumine.

830. Le bleu de Prusse éprouve des altérations sensibles quand on l'abandonne au contact de l'air; il y prend peu à peu une couleur verte.

831. Le chlore gazeux, lorsque le bleu de Prusse est nouvellement précipité, le fait passer au vert. Les corps désoxigénants, tels que l'acide sulfureux, le proto-sulfate de fer, l'hydro-chlorate de protoxide d'étain, etc., lui restituent sa couleur primitive.

Nous avons vu comment il se comporte avec l'acide sulfurique dans la préparation du ferro-cyanate de potasse, et par suite quelle est sa manière d'agir avec l'hydrate de potasse.

832. L'ammoniaque, la baryte, la chaux, la strontiane et la magnésie, ont une action analogue à celle de la potasse ou la soude.

Nous avons observé qu'il produit le cyanure de mercure avec l'oxide rouge de ce métal.

L'eau chargée d'hydrogène sulfuré le décolore et le fait passer au blanc. Du fer et de l'étain en lames, étant en contact avec l'eau et le bleu de Prusse, agissent comme ce gaz.

Il n'y a que les sels, qui, n'étant pas au summum

d'oxigénation, et dont les éléments ont une grande affinité pour l'oxigène, aient de l'action sur le bleu de Prusse; alors ils rendent sa couleur moins intense.

Préparation. 833. Le bleu de Prusse est toujours un produit de l'art. Dans les laboratoires, on l'obtient par la voie des doubles décompositions, en versant une dissolution d'hydro-cyanate ferruré de potasse dans une dissolution de sulfate de fer tritoxidé, le bleu se précipite sur-le-champ en flocons, qu'on recueille, qu'on lave à grande eau par décantation, et que l'on fait sécher.

Dans les arts. 834. Dans les arts, on calcine à la chaleur rouge un mélange fait à parties égales de potasse et de sang desséché ou de rognures de cornes, jusqu'à ce qu'il devienne pâteux : on jette ensuite la matière par portions dans douze ou quinze fois son poids d'eau, et on l'y délaie, et on l'agite de temps en temps pendant une demi-heure; après quoi on filtre le liquide, qui retient en dissolution de l'hydro-cyanate, du carbonate, un peu d'hydro-sulfate, de sulfite et d'hydrochlorate, tous sels à base de potasse. La liqueur étant filtrée, on y ajoute une dissolution aqueuse d'alun et de sulfate de fer, jusqu'à ce qu'elle cesse de se troubler par cette addition, et on favorise leur action réciproque en agitant le tout avec un long bâton; il se produit alors une vive effervescence due au dégagement de l'acide carbonique et de l'hydrogène sulfuré, et il se dépose un précipité très abondant, qu'on lave à grande eau par décantation, en ayant le soin de la renouveler deux ou trois fois dans 24 heures. Par ce moyen, le dépôt, d'abord d'un brun noirâtre, passe

par toutes les nuances intermédiaires avant d'arriver au bleu très foncé; alors on le rassemble sur une toile, et on le fait sécher pour être livré au commerce. Du reste, on doit prendre ses précautions pour ne pas respirer l'hydrogène sulfuré qui se dégage au moment où on fait l'addition de l'alun et du sulfate de fer.

TROISIÈME CLASSE.

Des corps gras.

835. Les substances grasses qui existent dans les animaux sont toutes analogues aux huiles végétales fixes; elles sont comme elles insolubles dans l'eau, inflammables, insipides, et diffèrent de même par leur consistance depuis l'état solide du blanc de baleine jusqu'à la fluidité de l'huile de poisson : toutes se fondent à une basse température, et donnent, dans leur décomposition par le feu, lorsqu'on les fait passer dans un tube incandescent, une grande quantité d'hydrogène per-carboné et un résidu considérable de charbon; elles fournissent à la distillation, au contraire, beaucoup d'huile fétide et une petite quantité de charbon pour résidu. De même aussi elles sont composées, comme les huiles végétales fixes, et ne contiennent point d'azote. Leurs caractères.

836. C'est à M. Chevreul que nous sommes redevables de la connaissance claire et précise de la composition des corps gras. Avant que par ses expériences il n'eût éclairé cette partie de la science, on regardait les graisses, ainsi que les huiles fixes, comme diffé-

rant entre elles de beaucoup. M. Chevreul a fait voir, au contraire, qu'il existait entre toutes les graisses et les huiles fixes la plus grande analogie, et qu'elles ne différaient les unes des autres que par la proportion des substances immédiates qui les constituent. Il en a distingué cinq espèces, auxquelles il a donné particulièrement les noms de *stéarine*, *élaïne*, *cétine*, *cholestérine*. La dernière existe dans le beurre. *Voyez* acide *butirique*. Elle n'a point encore reçu un nom particulier.

Préparation de la stéarine, et ses propriétés.

837. On peut séparer la stéarine de la graisse de porc en mettant celle-ci dans 8 fois son poids d'alcool rectifié et presque bouillant, et en traitant ainsi le résidu qu'elle laisse, jusqu'à ce qu'elle soit entièrement dissoute; par le refroidissement, chaque portion fractionnée de la dissolution laisse déposer la stéarine, qui est sous la forme de petites aiguilles soyeuses, incolore, insipide, presque inodore, sans action sur le tournesol, insoluble dans l'eau, fusible à 38°, etc.

On peut, quand elle retient un peu d'élaïne, la purifier en la faisant dissoudre et cristalliser plusieurs fois dans de l'alcool rectifié.

Préparation de l'élaïne.

838. Lorsque l'alcool ne laisse plus déposer de stéarine, si on le distille jusqu'à ce qu'il soit réduit au huitième de son volume, on voit l'élaïne se rassembler à la surface, où elle forme une couche ressemblante à de l'huile d'olives; alors on l'expose à une température de 7 à 8° + 0, et toute la stéarine qu'elle contient s'en sépare. Ainsi préparée, l'élaïne est aussi incolore, peu odorante, sans action sur le tournesol, insoluble dans l'eau, fusible à 8° + 0, etc.

Nous avons vu le rôle qu'elle joue, ainsi que la

stéarine, dans la saponification des graisses. Du reste, elles sont l'une et l'autre sans usages.

839. En traitant le blanc de baleine (spermaceti) par l'alcool bouillant, on obtient, par le refroidissement, la substance appelée *cétine*, qui est blanche, douce au toucher, cassante, sans action sur le tournesol, fusible à 49°, etc. Cétine.

La cétine est aussi sans usages.

840. C'est encore en traitant de même par l'alcool bouillant les calculs biliaires de la vésicule de l'homme, que l'on se procure la *cholestérine*. Elle est sous la forme d'écailles, blanche, brillante, insipide, fusible à 170°, cristallisant après par refroidissement en lames rayonnées, etc. Cholestérine.

Nous avons vu que l'acide nitrique la convertit en un nouveau corps, appelé *acide cholestérique* (788). Du reste, cette substance est sans usages.

Des matières salines et terreuses que l'on trouve dans les différentes parties des animaux.

841. Les différentes parties solides ou liquides animales ne renferment pas toutes les mêmes matières; les unes en contiennent d'une sorte, les autres d'une autre, etc.

On y a rencontré jusqu'à présent un sous-phosphate, c'est celui de *chaux* : il est, comme on sait, de tous les sels le plus abondant dans les animaux; trois phosphates à bases de *soude*, de *magnésie* et d'*ammoniaque*; quatre sous-carbonates à bases de *chaux*, de *potasse*, de *soude* et de *magnésie*; deux sulfates et deux hydro-chlorates à bases de *soude* et

de *potasse;* deux benzoates à bases de *soude* et de *potasse;* un acétate à base de *potasse;* un oxalate à base de *chaux;* un urate à base d'*ammoniaque;* un lactate de *soude;* plus, trois oxides à bases de *fer,* de *silicium* et de *manganèse.*

Parmi toutes ces substances, les hydro-chlorates de soude et le carbonate de soude sont, après le sous-phosphate de chaux, celles que l'on rencontre le plus abondamment.

CHAPITRE III.

Des changements que subissent les animaux après la mort.

842. Nous avons remarqué (683 et 698) que les animaux éprouvent après avoir été privés de la vie des changements considérables, et qu'ils présentent alors tous les phénomènes de la *fermentation putride.*

De même qu'il est absolument nécessaire, pour que les matières végétales éprouvent cette fermentation, qu'elles soient placées dans des circonstances favorables, telles que l'humidité et une certaine température, etc., de même aussi il faut pour que le développement de la putréfaction chez les matières animales à l'état de mort se produise, que celles-ci soient d'une nature plus compliquée que les substances immédiates,

grasses, salines, etc., qui en proviennent; encore il faut qu'elles aient une température de 15 à 30° + 0, et qu'elles possèdent une certaine quantité d'eau ou d'humidité, car personne n'ignore combien de cadavres ont été trouvés ensevelis dans la neige sans offrir de traces de décomposition, comme ceux qui ont été trouvés desséchés dans les sables brûlants de l'Asie ou de l'Afrique. Le froid, dans le premier cas, resserre les parties, paralyse tous les germes putrides; dans le second, le sable et la chaleur, enlevant toute l'humidité, agissent de la même manière dans un sens tout-à-fait opposé.

843. Si les conditions favorables à la putréfaction existent, la matière animale après la mort perd sa couleur; et si c'est un muscle, par exemple, elle se ramollit; il s'en exsude une sérosité, et elle devient lâche en commençant à répandre une odeur des plus fétides; son volume diminue, alors son odeur devient piquante, due à l'ammoniaque qui se forme et se vaporise; l'odeur, insupportable alors, reprend son cours avec une telle impétuosité, qu'elle porte au loin des miasmes délétères. La putréfaction continue ainsi pendant long-temps, et l'on peut voir la partie animale se tuméfier encore par une multitude de bulles d'air qui la remplissent, et qui, aussitôt qu'elles sont dégagées, la laissent s'affaisser tout-à-fait; alors sa couleur et sa forme primitives ne se reconnaissent qu'à peine, et elle a pris la consistance molle d'un cataplasme, d'une odeur toujours insupportable, et d'une grande énergie morbifique sur les corps animaux vivants.

844. Lorsque le mouvement spontané est produit dans la désorganisation des animaux morts par les

circonstances favorables, tous les principes s'en séparent à l'état de molécules naissantes (10). Ils se combinent sans doute ensemble dans un nouvel ordre : l'hydrogène brûlé par l'oxigène forme de l'eau ; le carbone acidifié par le même fluide donne naissance à l'acide carbonique ; l'azote s'unissant à l'hydrogène constitue l'ammoniaque ; enfin, il se produit de l'acide acétique, etc. ; tous les gaz entraînent dans l'atmosphère des parties de la matière animale en putréfaction, de là l'odeur qu'ils y répandent.

845. Enfin, quand les phénomènes de la décomposition ont cessé au plus haut période de la fermentation putride, la matière animale perd peu à peu son odeur ; sa portion liquide acquiert de la consistance ; et elle finit par se réduire en une matière friable, légèrement déliquescente, et qui tombe, lorsqu'on la frotte entre les doigts, comme une terre grossière. Mais pour qu'elle parvienne en cet état, il lui faut un laps de temps considérable (30 ans environ).

Gras des cadavres.

846. Quand les cadavres sont enfouis dans la terre ou au sein des eaux, et que l'air ne favorise en rien leur décomposition, ils retiennent presque tous leurs principes, et se changent alors en une substance où toutes leurs formes primitives se confondent ; alors ils offrent un tout presque homogène, ayant l'aspect d'une matière grasse. Cet effet dans l'eau est produit plus promptement que dans la terre. Les fossoyeurs connaissent cette transformation, et ils disent que les corps *tournent au gras*.

847. M. Chevreul a fait voir (Annal. de chimie, tom. 95, pag. 46), que cet effet provenait d'une espèce de saponification due à l'action de l'ammoniaque

qui se produit sur la graisse toute formée dans les corps animaux qui subissent la putréfaction.

848. On arrête ou on prévient la putréfaction des viandes par un froid au-dessous de 0, par une dessiccation prompte ou une cuisson, par l'emploi du sel marin et du nitre, par celui de l'alcool et du sublimé corrosif, par la fumée et la poudre de charbon, par les matières tannantes, etc. Moyens d'arrêter ou de prévenir la putréfaction.

De l'analyse et de quelques exemples.

849. Nous avons vu (10 et suiv.) que l'analyse chimique par les réactifs était la plus exacte comme la plus employée par les chimistes modernes, et qu'il fallait en général, pour y parvenir, que l'on possédât toutes les ressources de la chimie. Généralités.

Le grand objet de l'analyse est la séparation les uns d'avec les autres de tous les corps naturellement ou artificiellement combinés. Il n'est guère possible d'opérer autrement cette décomposition qu'en produisant de nouvelles combinaisons qui, dans une analyse chimique et convenablement opérée, se succèdent dans un ordre régulier, et au moyen desquelles le chimiste, éclairé par la théorie, parvient à la connaissance de tous les principes formant un composé. C'est ainsi qu'en faisant dissoudre dans l'eau un sel de fer ou d'argent, on peut, par la potasse ou par la soude, en séparer l'oxide de fer ou d'argent qui se précipite au fond de la liqueur, en cédant son acide à l'un de ces deux alkalis avec lequel il reforme un nouveau sel. On produit donc de cette manière une décomposition en opérant en même temps une combinaison: cela posé,

il est évident que le principal but de l'analyse doit être de rechercher avec soin quels sont les corps qui, dans le plus grand nombre de cas, peuvent enlever aux autres corps un ou plusieurs de leurs éléments combinés, afin d'en isoler les autres, et dans quelles circonstances. C'est à ces corps énergiques qu'on a donné le nom de *réactifs*.

850. Il ne faut point mettre en problème que ces corps, nommés réactifs, doivent leur énergie et la promptitude de leur action à une autre cause qu'à l'électricité. Sans doute cette force agissant continuellement d'une manière visible ou cachée, est le moyen le plus puissant que la nature emploie pour déterminer le résultat des différentes affinités de tous les corps matériels connus. Nul doute que, lorsqu'un réactif exerce son pouvoir sur un autre corps, l'électricité ne se développe au moment du contact, et que leurs éléments *électro-positifs* et *électro-négatifs* n'obéissent respectivement à la puissance de cette force.

851. La connaissance exacte de l'influence considérable de l'électricité sur l'économie animale et végétale, de même que sur tous les changements qui s'opèrent dans les matières du règne inorganique, serait un grand bienfait pour l'homme. Elle lui donnerait sans doute les moyens de conserver plus long-temps son existence, et de trouver les richesses nécessaires à ses besoins et à ses plaisirs. Le célèbre philosophe suédois auteur de l'Essai sur la théorie des proportions chimiques et sur l'influence de l'électricité, a ouvert la carrière; elle est immense à parcourir.

Historique. 852. Dès les premiers progrès de la science, les chimistes commencèrent à recueillir les exemples de

décomposition, et essayèrent de les expliquer. Geoffroy fut le premier qui, en 1718, réunit dans une table les substances rangées dans l'ordre suivant lequel elles peuvent mutuellement se décomposer; plusieurs autres chimistes ajoutèrent depuis à ses observations : enfin, Bergmann fit une série complète, pour le temps, de tables de décompositions, et chercha à établir que l'affinité était élective (8), théorie renversée par l'illustre auteur de la Statique chimique. Sa dissertation fut publiée en 1775 et corrigée, elle le fut depuis en 1783.

853. Autant que nous l'avons pu dans un ouvrage élémentaire et tout-à-fait abrégé, nous avons indiqué, outre les principaux caractères des substances, particulièrement à la suite des corps simples, des oxides, des acides, etc., les réactifs les meilleurs et les plus puissants. Il nous reste maintenant à décrire quelques exemples d'analyse pour en faire l'application.

854. Nous avons remarqué (3) que pour que l'affinité pût s'exercer entre les différents corps, il était nécessaire qu'ils fussent dissous ou extrêmement divisés. Comme l'art de l'analyse chimique repose absolument sur la réaction qu'ils éprouvent pendant leur contact, et que celui-ci n'est jamais plus intime que lorsqu'ils sont en dissolution, on cherche constamment à les y faire passer, surtout lorsqu'ils sont solides. A cet effet, on les divise le plus possible à l'aide de mortiers de fer, de limes d'acier, de porphyres, etc. Si le corps était capable d'enlever quelque chose à l'instrument dont on se servirait pour sa division, il faudrait noter soigneusement la quantité qu'il en aurait enlevée. Quand une fois le solide est en poudre, on en

pèse une partie à une balance bien sensible, et on la fait dissoudre dans les acides ou autres corps capables d'en opérer la dissolution; celle-ci achevée, on la fractionne, et on l'essaie par les réactifs dont on doit être sûr. L'examen de ces sortes de corps doit être sévère et minutieux; de leur pureté dépend tout le fruit de l'analyse.

855. Dans les opérations chimiques analytiques, on est obligé d'employer une très grande quantité d'eau non-seulement pour les dissolutions, mais encore pour les lavages; elle doit toujours être parfaitement distillée.

Il nous semble inutile de dire que l'on ne doit se servir que de vases bien propres, et surtout inattaquables par les substances que l'on doit y mettre.

Analyse des gaz.

856. Les propriétés chimiques et physiques des gaz sont suffisantes pour les bien faire reconnaître. En effet, les uns sont colorés et très odorants; les autres, incolores et inodores; d'autres rallument les bougies qui offrent encore quelques points en ignition; d'autres sont solubles dans l'eau, d'autres y sont insolubles. L'eau de chaux se trouble en absorbant les uns, et les autres sont sans action sur elle; tous diffèrent en général par leur pesanteur spécifique; il en est qui rougissent la teinture de tournesol, tandis que d'autres ne lui font éprouver aucun changement. Le chlore agit avec énergie sur beaucoup d'eux; le plus grand nombre éteint les corps en combustion, etc.

Tous leurs différents caractères ont été étudiés convenablement à la suite de l'histoire de chacun d'eux; il serait donc fastidieux d'y revenir. L'analyse du plus important, de l'air atmosphérique, a été décrite avec

soin (91 et 99). Du reste, on ne rencontre pas beaucoup d'espèces de ce genre de corps libres dans la nature [1].

Analyse des solides.

857. Nous avons eu le soin d'indiquer à la suite des corps simples les différentes propriétés qui les caractérisent, au moyen desquels on peut les reconnaître (151), et à la suite des oxides (du 190 au 229) quels sont les réactifs propres à déceler dans une dissolution quelconque un de leurs sels, et par conséquent eux-mêmes; nous avons encore agi de la sorte à l'égard des acides, etc. Dès-lors, si l'on se le rappelle bien, ainsi que les principaux exemples de décompositions analytiques répandues dans le corps de l'ouvrage, on pourra facilement en faire l'application.

858. Supposons maintenant que l'on trouve dans la nature un minéral quelconque, s'il est coloré, on peut supposer qu'il le doit à un oxide de la troisième ou de la quatrième section. Alors en agissant comme nous venons de le dire, on en prendra un décigramme bien pulvérisé (si la pierre était trop dure on l'étonnerait, c'est-à-dire qu'on lui ferait supporter à une bonne forge un violent coup de feu, alors elle se laisserait diviser facilement); on le mêlera avec son poids de borax, et on introduira le mélange dans une petite cavité pratiquée dans un morceau de charbon dont on enflammera l'ouverture en dirigeant dessus le jet d'un chalumeau. Il se produit alors un verre coloré, comme nous l'avons vu à l'art. *borax* (320 à 321); faisant en-

[1] Si l'on voulait obtenir un gaz d'un lieu où il serait arrivé une asphyxie, on y descendrait une bouteille pleine d'eau au moyen d'une longue corde attachée à son goulot, et à l'aide d'une autre liée à son fond, on la renverserait, et le gaz prendrait la place du liquide.

suite dissoudre le composé qui en provient dans les acides, on l'essaie par les réactifs.

Supposons encore que la matière trouvée fasse effervescence avec l'acide sulfurique, à la température ordinaire ou à une température peu élevée, on remarquera avec soin la couleur, s'il en a une, du gaz qui se dégagera; si elle est rouge, elle proviendra d'un *nitrite;* si elle est verte, ce sera d'un *chlorate;* enfin, à l'odeur quelquefois insupportable, on juge de suite à quelle classe ce corps appartient. Si la matière ne fait pas effervescence avec les acides puissants, on la traite successivement par plusieurs d'entre eux jusqu'à ce qu'elle soit dissoute, et les différentes dissolutions qu'elles donnent sont essayées séparément par les réactifs. Enfin on emploie, lorsque la matière est réfractaire, soit l'acide borique, le borax, l'hydrate de potasse ou de soude, etc., pour en opérer la fusion dans un creuset, et parvenir à la forcer à se dissoudre dans l'eau, où on fait ensuite agir le grand moyen des affinités par les doubles décompositions.

Nous avons vu (165 et suivants) que les eaux, en traversant les différentes couches supérieures de la terre, se chargent d'une foule de substances étrangères qui leur donnent la propriété d'être sapides et d'avoir une action très marquée sur l'économie animale. Ces eaux, que l'on appelle *minérales,* se divisent, d'après la température qui leur est propre, en eaux *thermales* et en eaux *froides,* et se subdivisent, en raison de leurs diverses propriétés médicinales, en quatre principales classes, que l'on nomme eaux *hépatiques* ou *sulfureuses,* formant la première; eaux *acidules* ou *gazeuses,* composant la seconde;

eaux *ferrugineuses*, la troisième; et eaux *salines*, la quatrième. Mais il est évident que très souvent il y a des classes mixtes.

L'analyse des eaux est en général très compliquée; on y parvient encore avec assez de facilité en en prenant une quantité donnée, et la faisant bouillir dans une cornue, au col de laquelle on adapte un tube propre à recueillir les gaz et engagé sous le mercure: par là on obtient tous les corps gazeux qu'elle renferme, et on les analyse; ensuite on la fait évaporer dans une bassine d'argent jusqu'à siccité, et le résidu terreux qu'elle laisse est ensuite pesé avec soin et traité par de l'alcool qui en dissout une partie; le reste est repris par de l'eau distillée qui ne se charge que des sels solubles, et laisse encore un peu de la matière, devenue insoluble par la cohésion que les substances insolubles ont reprise pendant l'évaporation.

TABLEAU

PRÉSENTANT LES SUBSTANCES TROUVÉES JUSQU'A PRÉSENT DANS LES EAUX MINÉRALES, ET INDIQUANT LEURS RÉACTIFS.

NOMS DES SUBSTANCES.		ELLES EXISTENT dans les eaux minérales.	RÉACTIFS en dissolution pour les premiers essais.	RÉSULTATS.	*Observations.*
5 gaz.	oxigène.	dans les eaux froides.	.....	.....	Se retirent par distillation, et on les essaie ensuite avec les réactifs en dissolution.
	azote.				
	acide carbonique.	dans presque toutes les eaux, surtout les acidules.	teinture de tournesol.	une couleur rouge.	
			eau de chaux, etc.	carbonate de chaux.	
	acide sulfureux.	dans les eaux auprès des volcans.	hydrogène sulfuré.	un dépôt de soufre.	
	hydrogène sulfuré.	dans celles hépatiques, ou qui ont une odeur d'œufs pourris.	acétate de plomb.	précipité noir.	
1 acide.	borique.	dans certains lacs d'Italie.	acétate de plomb.	précipité blanc.	On le traite comme il a été dit (231 à 232).
2 oxides.	silice.	dans les eaux de Geyser et de Rykum en Islande, et dans celles de Carlsbad, etc.	.....	.....	Se retire par évaporation.
	soude.	dans celles de Geyser et de Rykum.	.....	.....	*Idem.*

NOMS DES SUBSTANCES.		ELLES EXISTENT dans les eaux minérales.	RÉACTIFS en dissolution pour les premiers essais.	RÉSULTATS.	*Observations.*
1 sous-borate.	de soude.	rarement, et dans l'Inde, etc.	acétate de plomb.	précipité blanc.	(231 à 232.)
—	—	—	—	—	—
8 sulfates. . .	de soude.	abondamment.	eau de baryte, ou un sel soluble de cette base.	précipité blanc insoluble.	Voyez les réactifs des sels (190 à 229).
	d'ammoniaque.	rarement.			
	de chaux.	abondamment.			
	de magnésie. . .	*Idem.*			
	d'alumine. . . .	rarement.			
	de potasse. . . .	très souvent.			
	de fer.	rarement.			
	de cuivre. . . .	quelquefois.			
—	—	—	—	—	—
3 nitrates. . .	de potasse. . . .	rarement.	.....	.....	*Idem.*
	de chaux.	rarement.			
	de magnésie. . .	très rarement.			
—	—	—	—	—	—
6 carbonates.	de potasse. . . .	très rarement.	.....	.....	*Idem.*
	de soude.	souvent.			
	de magnésie. . .	*Idem.*			
	de chaux.	*Idem.*			
	d'ammoniaque.	très rarement.			
	de fer.	souvent.			
—	—	—	—	—	—
8 hydro-chlorate. . . .	de soude.	abondamment.	.....	.....	*Idem.*
	de potasse. . . .	très souvent.			
	d'ammoniaque.	rarement.			
	de chaux.	abondamment.			
	de magnésie. . .	*Idem.*			
	d'alumine. . . .	rarement.			
	de manganèse. .	peut-être.			
	de baryte.	peut-être.			
—	—				
Des matières animales et végétales, et par suite de l'hydrogène carboné.					

6 sels.

FIN.

DESCRIPTION

DES PREMIERS USTENSILES ET APPAREILS NÉCESSAIRES AUX ÉTUDIANTS OU AUX ÉLÈVES.

PLANCHE PREMIÈRE.

Ballons. La fig. 1re représente un vase de verre rond, dont le col est court et cylindrique, qu'on nomme *ballon*. Les fig. 2 et 3 servent de modèles du même vase, ayant des tubulures latérales, supérieures et inférieures.

On les emploie dans la préparation de certains acides gazeux, et comme récipients dans les distillations, etc.

Cloche graduée. La fig. 9 est un modèle d'une *cloche graduée* par des divisions égales A et B.

On se sert de cloches semblables pour mesurer les gaz sur l'eau ou le mercure, et l'on doit toujours observer le niveau du liquide (98).

Cloche recourbée. La fig. 4, A B, est un modèle d'un cylindre creux de verre, courbé à la partie fermée A, destinée à recevoir une foule de substances que l'on chauffe sur le mercure avec la lampe à *esprit de vin*. On l'appelle *cloche recourbée*.

Cornues. Les fig. 6, 7 et 8 représentent des vases de différentes grandeurs qu'on appelle *cornues*. La lettre A montre la partie inférieure ou la panse, la lettre C l'ouverture du col, la lettre E indique une tubulure.

On emploie les cornues dans toutes sortes de distillations. Elles sont en verre, porcelaine, grès, fer, argent, platine, etc.

Creusets. La fig. 13, lettre A, est un modèle de *creusets*, vases de forme triangulaire ou conique ou cylindrique, dans lesquels on fait agir ou fondre une foule de substances. Ils sont ordinairement faits en terre réfractaire, argent, platine, etc. : le modèle du couvercle est placé immédiatement au-dessus.

Cuiller à projection. La fig. 12 est un modèle d'ustensile en fer, appelé cuiller à projection. La lettre A montre la courbure du manche, et la lettre B la partie où on met les substances pour les projeter ou les mettre dans des creusets rouges de feu.

Éprouvettes.

Les fig. 5 et 10 sont le modèle des vases de verre longs et étroits, destinés à être remplis d'eau ou de mercure pour recueillir les gaz; ils prennent le nom d'*éprouvettes*. L'une est à pied, fig. B.

Filtre placé sur un châssis en bois.

La fig. 14 représente le modèle d'un châssis carré en bois, dont les lettres A A indiquent les pointes en fer sur lesquelles on applique les quatre coins d'une toile ou d'une étoffe de laine destinée à recevoir une feuille de papier à filtrer. La lettre B montre le liquide qui passe à travers les mailles du tissu et les pores du filtre. La lettre T le vase ou la terrine de grès placés pour le recevoir.

Matras.

La fig. 11 est un modèle des vases ronds en verre, qu'on nomme *matras*, dont le col est beaucoup plus long que celui des ballons; du reste ils en ont la forme et servent presque aux mêmes usages; on les emploie pour faire dégager des gaz, le chlore, par exemple; et pour faire macérer ou digérer des matières dans un liquide quelconque; on s'en sert aussi comme récipients, etc.

Tubes droits et de sûreté, etc.

La fig. 15, lettres CCCC, représente des tubes droits ou des tuyaux cylindriques, beaucoup plus longs que larges. Ils sont en verre, quoiqu'on s'en serve aussi quand ils sont en porcelaine, en fer, en platine, etc. Ils ont ordinairement un diamètre qui varie d'un demi centimètre jusqu'à trois ou davantage. Les lettres A B indiquent les montants sur lesquels on les place.

Avec des tubes droits en verre, on peut, au moyen d'un fourneau plein de charbons allumés, leur donner à volonté les formes nécessaires, les courber et les rendre propres aux opérations de laboratoire; cependant il faut une certaine habitude, mais on l'acquiert facilement.

Tubes en 3 ou en S.

La fig. 16 offre l'image d'un tube recourbé en S ou à trois branches parallèles A B C, dont la première A s'évase à son extrémité en entonnoir; la deuxième est renflée en son milieu en forme de boule, lettre B. Les tubes de ce genre sont destinés à verser des liquides dans des appareils distillatoires, comme dans ceux décrits pl. 2, fig. 7, et pl. 3, fig. 2. On voit qu'ils sont propres à empêcher tout contact avec l'atmosphère, des corps mis dans les vases distillatoires, puisqu'ils retiennent dans la partie courbe ainsi que dans la boule, le liquide qu'on y introduit.

Tubes de sûreté à boule.

La fig. 17 est le modèle des tubes de sûreté, les lettres A B indiquent les courbures du tube presque à angles droits, au milieu duquel on a soudé un tube recourbé FDEC. La

Lettre C montre la seconde extrémité du tube qui doit toujours plonger au fond du liquide que l'on veut saturer des gaz ou des acides qui passent en vapeurs par la première. L'extrémité C du tube qu'on a soudé, terminé par un entonnoir, est destinée à remplir à moitié d'eau la boule L. Ce tube est employé communément dans la construction des appareils de Woulf, pl. 3, fig. 3.

PLANCHE II.

Fourneau à réverbère.

Les fig. 1, 2 nous montrent deux modèles du fourneau à réverbère, formé de trois pièces principales, d'une inférieure contenant le *cendrier* et le *foyer;* d'une intermédiaire où se trouve ce qu'on appelle le *laboratoire* et d'une supérieure qu'on nomme réverbère ou dôme.

Fig. 2. AA foyer dont on voit la grille oo.

Fig. 2. BB cendrier.

Fig. 1 et 2. CD portes du cendrier et du foyer.

Fig. 2. EE laboratoire s'ajustant sur le foyer AA.

Fig. 2. FF réverbère ou dôme terminé par une cheminée G, et servant à réfléchir le calorique sur la cornue HH placée dans le laboratoire EE.

Fig. 2. TT barres de fer établies pour supporter la cornue HH.

Fig. 1, 2. LI, échancrure pratiquée dans la paroi du dôme FF, et dans la paroi du laboratoire EE, servant à laisser passer le col de la cornue.

NNNN anses du fourneau.

IIIIII bandes de tôle, ou de fil de fer dont on entoure le fourneau pour le solidifier.

Appareil de Woulf, voyez planche 3.

La fig. 9 représente le fourneau à réverbère monté, dont la cornue communique avec un appareil de Woulf; sa description se trouve comprise dans celle de la pl. 3.

Lampes à esprit de vin.

Fig. 3. *Lampe à esprit de vin.* On se sert particulièrement de cette lampe pour chauffer différentes substances dans la cloche courbe pl. 1, fig. 4. Lorsqu'elle n'est pas allumée, il faut avoir le soin d'en tenir la mèche couverte pour empêcher la vaporisation de l'alcool.

Chalumeau simple et en action.

La fig. 5 offre le modèle du chalumeau ordinaire. Cet instrument est un cylindre creux, de verre ou de métal, courbé comme la lettre B l'indique, et renflé en boule terminée par un petit tube conique dont l'ouverture du

bec *d* est très étroite ; on souffle par l'ouverture *a* et cette ouverture porte le courant d'air par l'extrémité du tube, sur la flamme d'une bougie allumée comme on le voit fig. 4, et le dard de la flamme est dirigé sur une petite cavité pratiquée dans un gros morceau de charbon, dans laquelle on fait fondre les matières que l'on veut examiner. (320 et suiv.)

Cloche à robinet.

La fig. 6 A est le modèle d'une *cloche à robinet*, dont la partie supérieure est ouverte et garnie d'une virole de cuivre *bb*, et d'un robinet *d*; le haut *f* sert à visser dessus un ballon ou à appliquer une vessie pour y faire passer des gaz. Il ne s'agit à cet effet que de plonger cette cloche, lorsqu'elle est pleine de l'un d'eux, dans le bain du liquide sur lequel elle repose en la maintenant avec les deux mains dans une position verticale; du reste il faut qu'il n'y ait point d'air dans la vessie ni dans le ballon.

Siphon simple.

La fig. 10 représente le modèle d'un *siphon*, instrument propre à transvaser des liquides ; ce n'est tout simplement qu'un tube recourbé de verre ou de métal de la forme de celui CAB : on le remplit du liquide que l'on veut décanter ; on y plonge son extrémité D, et l'on tient l'autre C bouchée; aussitôt qu'on la débouche, la pression atmosphérique fait monter le liquide E, contenu dans le vase GG, et il s'écoule dans celui F.

Appareils propres à faire dégager et à recueillir les gaz.

Les fig. 7 et 8 nous offrent deux modèles d'appareils propres à faire dégager et à recueillir les gaz ; la lettre F indique un flacon à deux tubulures, dont la première est munie d'un tube à trois branches parallèles, par lequel on verse le liquide que l'on veut faire agir dans l'opération. La seconde reçoit la première extrémité, et l'on voit comment elle doit être engagée, d'un tube A B recourbé propre à recueillir les gaz. G montre le vase dans lequel l'eau ou le mercure doit être contenu ; C la troisième courbure du tube. D indique le liquide, F la deuxième extrémité du tube et le têt troué en son milieu par où elle doit être engagée, enfin les bulles de gaz qui déplacent le liquide de la cloche ou de l'éprouvette L, en le refoulant dans le bain ou dans la cuve. Lorsque ce bain est fait avec du mercure, on nomme le vaisseau qui le renferme *cuve hydrargiro-pneumatique* ; mais quand c'est avec de l'eau, on l'appelle *cuve hydro-pneumatique*.

Cuves hydro-pneumatiques et hydrargiro-pneumatiques.

L'appareil de la fig. 8 est le même en action à l'aide d'un fourneau et de la chaleur.

PLANCHE III.

Appareils propres à dissoudre les gaz dans l'eau distillée, etc.

La fig. 2 nous montre le modèle d'un appareil de Woulf. Les lettres A A indiquent un fourneau évaporatoire, sur lequel est posé un bain de sable BB ; ce bain est tout simplement un vase en fer, une chaudière, par exemple, que l'on remplit à peu près de sable fin; le ballon C est au milieu du sable; L L montrent la partie dans laquelle sont placées les substances que l'on fait agir;

S S tube à trois branches parallèles, dont la dernière branche entre à frottement dans le bouchon de liége M, percé de deux trous et fermant hermétiquement le col du ballon;

E E premier tube de communication, entrant à frottement dans l'autre ouverture du bouchon M, et de même dans le bouchon de liége M de la tubulure R du premier flacon D; E′ E″ E‴ E⁗ E⁗′ E⁗″ tubes de communication servant à saturer le liquide, F F F F F F F contenu dans les flacons tubulés ou de Woulf, D′ D″ D‴ et dans l'éprouvette terminant l'appareil.

H′ H″ H‴ premières extrémités de chaque tube de communication, ne devant entrer que de quelques centimètres dans les troisièmes tubulures des flacons.

G G G secondes extrémités des mêmes tubes, devant plonger au contraire jusqu'au fond du liquide;

P P P tubes droits ou de sûreté, ne devant plonger que de quelques millimètres, dans le même liquide F F F F F F contenu dans les flacons.

Théorie des appareils de Woulf.

Du reste la théorie de ces tubes droits qu'on appelle *tubes de sûreté*, est fort simple : lorsque, par la chaleur, le liquide se vaporise dans le ballon C, il chasse l'air déjà très raréfié par le calorique et le force à passer à travers le liquide des flacons D D D, jusqu'à ce qu'il soit parvenu dans l'atmosphère par l'éprouvette I; mais ensuite quand l'opération est terminée, et que l'on retire le feu du fourneau A A, la vapeur dans le ballon C se condense et il s'y fait un vide; la pression atmosphérique agit alors, puisque l'équilibre est rompu, et l'air rentre par les tubes de sûreté, presse sur le liquide et ne peut le faire monter dans la branche du tube G que de quelques millimètres au-dessus de son niveau.

Le tube droit de *sûreté* ne s'oppose à l'absorption des liquides que du flacon qui suit celui auquel il est adapté dans

le sien propre; ainsi, s'il n'y avait pas un tube S S, à trois branches parallèles au col du ballon, il ne faudrait pas faire plonger l'extrémité G du tube EE dans le liquide, et elle ne devrait être alors engagée que de quelques centimètres dans les tubulures R.

Appareil de Woulf, avec tubes à boules de sûreté.

La fig. 3 nous offre encore un modèle d'un appareil muni de tubes de sûreté à boules, mais avec ceux-ci il est indifférent que ce soit une cornue tubulée ou non tubulée; l'absorption ne peut jamais se faire en raison de la forme ingénieuse du tube. Lorsque, par la chaleur, l'air est totalement chassé au travers du liquide, F F F F F des flacons, D D D, et que par le refroidissement il se fait un vide dans la cornue, l'air agit par la pression sur l'eau, dont on a rempli la boule des tubes E′ E″ E‴ E⁗ E⁗′ E⁗″, et qui se tient de niveau dans les deux branches; mais au moment que l'air presse, elle remonte dans la boule, et l'air alors passe à travers et se rend dans la cornue, etc.

La fig. 1re nous montre l'image d'un appareil propre à la préparation de l'acide nitrique; la lettre A indique le fourneau et la cornue dans laquelle on met le nitrate de potasse et l'acide sulfurique; E, l'extrémité de l'alonge; D la tubulure, du récipient portant un tube de sûreté à boule; C indique l'entonnoir par où on verse de l'eau de manière à ne remplir cette boule qu'à moitié; G la cloche qui termine l'appareil. (*Voyez* parag. 237 bis.)

Luts.

Lorsque l'on monte un appareil quelconque dans un laboratoire, on bouche ou l'on garnit toutes les jointures des pièces dont on se sert, avec une espèce de pâte qu'on appelle *lut*; on doit toujours être sûr de sa préparation, car très souvent de sa bonté dépend tout le succès d'une opération.

On en fait de quatre sortes, 1° avec de l'eau, de l'argile et du sable fin; 2° en se servant d'argile et d'huile de lin, (on emploie souvent la brique calcinée et pulvérisée;) 3° en employant de la farine de graine de lin et de la colle d'amidon; 4° en agissant de même avec du blanc d'œuf mêlé avec de la chaux pulvérisée.

FIN DE LA DESCRIPTION DES APPAREILS.

TABLE DES MATIÈRES

CONTENUES DANS CE VOLUME.

A.

Acétates (des), page 487.
Acétate d'alumine, 487.
— d'ammoniaque, 490.
— de baryte, 488.
— de chaux, 488.
— de cuivre, 495.
— de fer, 491.
— de mercure, 496.
— de plomb, 492.
— de potasse, 489.
— de soude, 490.
Acides (des), 279.
— animaux, 663.
Acide antimonieux, 258.
— antimonique, 258.
Acides métalliques, 310.
— végétaux, 479.
Acide acéteux, 483.
— acétique, 483.
— aérien, 284.
— amniotique, 666.
— arsenieux, 253.
— arsenique, 310.
— benzoïque, 519.
— boracique, 282.
— borique, 282.
— butirique, 671.
— camphorique, 521.
— carbonique, 284.
— chiazique, 683.
— — argenturé, — ferruré, — sulfuré, } 683.
— chlorique, 305.
Acide chlorique oxigéné, p. 306.
— chloroxicarbonique, 203.
— chloro-cyanique, 673.
— cholestérique, 669.
— chromique, 311.
— citrique, 504.
— colombique, 313.
— delphinique, 671.
— ellagique, 517.
— fluoborique, 309.
— fluorique silicé, 310.
— formique, 667.
— fungique, 521.
— gallique, 516.
— hydriodique, 319.
— hydro-chlorique, 320.
— hydro-chloro-nitrique, 295.
— hydro-cyanique, 672.
— hydro-sélénique, 319.
— hydro-sulfurique, 315.
— hydro-xanthique, 324.
— iodique, 307.
— igasurique, 522.
— kinique, 522.
— l'accique, 522.
— lactique, 667.
— de la laque en bâton, 522.
— malique, 497.
— margarique, 669.
— méconique, 523.
— mellitique, 524.
— ménispermique, 524.
— molybdique, 312.
— molybdeux, 313.
— morique, 525.
— mucique, 526.

Acide muriatique, page 320.
— — oxigéné, 84.
— — hyperoxigéné, 206.
— nancéique, 526.
— nitreux, 295.
— — (per), 296.
— nitrique, 290.
— nitrohydrochlorique, 295.
— oléique, 670.
— oxalique, 499.
— phosphatique, 288.
— phosphoreux, 289.
— phosphoreux (hypo-), 290.
— phosphorique, 287.
— prussique, 672.
— pyrotartrique, 507.
— — mucique, 526.
— produit par la lampe, 531.
— purpurique, 666.
— rheumique, 527.
— rosacique, 666.
— saccholactique, 526.
— sébacique, 668.
— sélénique, 304.
— sorbique, 497.
— subérique, 527.
— succinique, 529.
— sulfureux (gaz), 296.
— sulfureux (hypo-), 304.
— sulfurique, 298.
— sulfurique (hypo-), 303.
— sulfurique glacial, 405.
— tartrique, 506.
— tungstique, 313.
— urique, 664.
— urique (pyro-), 665.
Acier, 128.
Action des alkalis végétaux sur l'économie animale, 543.
Affinité (de l'), 6.
Aigue-marine, 231.
Aimant, 55.
Air atmosphérique, 94.
— vicié, 95.
— fixe, 284.
— inflammable, 63.
— vital, 58.
Albâtre, 386.
Albumine, 652.
Alumine, 229.
Alcool, page 588.
Alkalis, 212.
Alliages (des), 171.
Alliages d'arsenic, 181.
— de mercure et d'étain, 174.
— de mercure et d'argent, 175.
— de mercure et d'or, 175.
— de mercure de zinc et d'étain, 175.
— de plomb et d'étain, 176.
— de cuivre et d'étain, 176.
— de cuivre et de zinc, 177.
— de cuivre et d'argent, 177.
— de cuivre et d'or, 178.
— d'étain et de fer, 180.
— d'antimoine et de plomb, 180.
— fusible de M. Darcet, 181.
Analyse (de l'), 10 et 695.
Alun, 409.
Alumine, 229.
Amalgames, 174.
Ambre jaune, 529.
Amidon, 554.
Amidine, 557.
Ammoniac (gaz), 329.
— liquide, 332.
Ammoniures (des), 335.
Anthracite, 67.
Antimoine, 140.
Aponévroses, 654.
Appareil de Woulf, 307.
Arbre de Diane, 379.
— de Saturne, 378.
Arcanum duplicatum, 401.
Argent, 157.
— corné, 457.
— fulminant, 335 et 591.
Argiles, 229.
Arseniates, 436.
— de potasse, 438.
Arsenic, 135.
— blanc, 253.
Arsenites (des), 439.
Asparagine, 554.
Asphalte, 636.
Atmosphère, 95 et 96.
Attraction moléculaire, 5.
Axonge, 689.
Azote, 92.
— carboné, 677.

Azotures, pages 332 et 363.

B.

Bain de sable, 707.
Ballon, 704.
Barium, 119.
Baryte, 235.
Baromètre, 99.
Bases salifiables, — — alkalines, — — terreuses, — — végétales, 531. } 211.
Bassorine, 613.
Batterie galvanique, 53.
Baumes, 584.
Baume factice, 576.
Benjoin, 585.
Benzoates, 520.
Beurre de bismuth, 453.
— d'antimoine, 452.
— de cacao, 568.
— de muscade, 568.
Bière, 631.
Bismuth, 145.
Bitumes, 636.
Blanc de baleine, 691.
— de céruse, 493.
— de fard, 426.
— d'Espagne, 386.
— de plomb, 494.
Blende, 124.
Bleu de cobalt, 394.
— d'outre-mer, 394.
— de montagne, 387.
— de Prusse, 686.
Bois, 561.
Borates (des), 381.
Borate d'ammoniaque, — de magnésie, — de potasse, — de soude, } 382.
Borax, 383.
Bore, 66.
Borure de fer, 66.
— de platine, 66.
Bouillon, 657.
Boules de Nancy, 510.
Brai gras, 583.
— sec, 582.
Briquets acier, page 42.
— oxigénés, 432.
Brucine, 534.

C.

Cachou, 617.
Cadavres, 694.
Cadmium, 134.
Calcium, 119.
Calculs biliaires, 669.
— urinaires, 665.
Calorimètre de Lavoisier, 36.
Calorique (du), 20.
Calorique spécifique, 35.
Camphorates, 521.
Camphre, 577.
— artificiel, 577.
Carbonates (des), 384.
Carbonate d'ammoniaque, 390.
— de chaux, 386.
— de cuivre, 387.
— de fer, 386.
— de magnésie, 390.
— de plomb, 387.
— de potasse, 388.
— soude, 389.
Carbonates neutres, 391.
Carbone (du), 67.
Carbure de fer (per-), 131.
— (proto-), 128.
— de soufre, 348.
Carthame (rose de), 609.
Cartilage, 654.
Cassonade, 548.
Ciment, 130.
Cérine, 613.
Cérium, 143.
Cétine, 691.
Chair, 650.
Chaleur animale, 645.
Chalumeau, 706.
Champignon, 521.
Charbon, 67 et 69.
Chaux, 233.
Chimie (de la), 9.
Chlorates neutres, — d'ammoniaque, — d'argent, — de baryte, } 430.

Chlorates de chaux, — de cuivre, — de magnésie, — de mercure, — de plomb, p. 430.
Chlorate de potasse, 432.
Chlorates de soude, — de strontiane, 430.
Chlore (du), 84.
— (oxide de), 205.
Chlorures métalliques (des), 360.
— non métalliques, 358.
Chlorure d'antimoine, 452.
— d'argent, 457.
— d'azote, 359.
— de barium, 446.
— de bismuth, 453.
— de calcium, 446.
— d'étain, 451.
— d'iode, 358.
— de mercure, 453.
— de phosphore, 342.
— de potassium, 447.
— de sodium, 448.
— de soufre, 350.
Cholestérine, 691.
Chromates (des), 440.
Chromate d'alumine, — de chaux, — de mercure, — de plomb, — de potasse, — de soude, — de strontiane, 440 et 441.
Chrôme, 138.
Chyle, 638.
Chyme, 638.
Cidre, 631.
Ciment, 226.
Cinchonine, 535.
Circulation du sang, 638.
Cire, 613.
Citrates, 505.
Classification des corps, 108, 475 et 637.
Cloche graduée, etc., 704.
Cobalt, 144.
Columbates (des), 442.
Cochenille, 611.
Cohésion, 6.
Colle-forte, page 655.
Colle d'os, 656.
— de poisson, 657.
Colombates, 442.
Colombium, 139.
Colophane, 582.
Combustion (de la), 60.
Conductibilité du calorique, 35.
Coque du Levant, 532.
Cornue, 704.
Corps combustibles, 62.
Couleurs, 44.
Coupelle, 159.
Coupellation, 154.
Creuset, 704.
Cristal, 374.
— minéral, 421.
Cristallisation, 372.
Cuiller à projection, 704.
Cuivre, 147.
Cyanogène, 677.
Cyanure d'argent, 674.
— de mercure, 679.
— de potassium, 678.

D.

Déliquescence, 375.
Départ, 179.
Diamant, 68.
Digestion, 638.
Dilatation (de la), 21, 22, 26, 27.
Dissolution, 371.
Distillation, 26.
Ductilité, 110.

E.

Eau, 183, — sa composition, 195.
— des lacs, des puits, 192.
— de mer, etc., 193.
— de cristallisation, 373.
— pluviale, etc., 192.
— -de-vie, 588.
Eaux minérales, 700.
Ebullition, 23.
Efflorescence, 375.
Elaïne, 690.
Elasticité des métaux, 111.
Electricité, 46.

Eléments, page 4.
Emétine, 537.
Emplâtres, 570.
Encre de sympathie, 408.
Engrais, 473.
Eprouvette, 704.
Equilibre du calorique, 32.
Esprit pyroacétique, 620.
Essence royale, 573.
Etain, 132.
Etamage, 177.
Ether, 593.
Eudiomètre, 65.
Excréments des oiseaux, 65.
Expiration des plantes, 472.
Exhalaisons putrides, 693.
Extractif, 613.

F.

Farine, 621 à 623.
Fécule, 557.
Fer, 125.
Ferment, 623.
Fermentations, 624 et 625.
Fermentation saccharine, 626.
— spiritueuse, alcoolique et vineuse, 627.
— acide, 633.
— putride, 634 et 692.
Feu, 53.
Fibrine, 650.
Filière, 110.
Filtre, 705.
Flacon, 706.
Flammes colorées, 283 et 238.
Fluates (des), 434.
— de chaux, 435.
— de silice (acide), 310.
Fluide électrique, 47 et suiv.
— magnétique, 55.
Flux blanc et noir, 511.
Fonte, 127.
Foie de soufre, 466.
Forme primitive des cristaux, 374.
Fourneaux à réverbère, 706.
Froid, 39.
Fromage, 658.
Fusion, 28.
Fusibilité des métaux, p. 28 et 112.
Fumigations, 89.
Fungine, 614.

G.

Galipot, 581.
Gallates, 518.
Gaz (des), 698.
Gélatine, 654.
Gelée végétale, 614.
Généralité des sels, 364.
Germination, 469.
idem, soumise à des influences, 469 à 471.
Glace, 197.
Glu, 615.
Glucine, 231.
Gluten, 621.
Gommes, 559.
Gomme artificielle, 615.
— laque, 522.
Gommes-résines, 583.
Goudron, 583.
Graisse, 689.
Gras des cadavres, 694.

H.

Hématine, 609.
Hordeine, 615.
Houille, 69 et 636.
Huiles (des), 563.
— essentielles, 574.
— grasses, 564.
Hygromètres, 103.
Hygroscopes, 103.
Hydracides (des), 314.
Hydrates (des), 274.
Hydrate d'alumine, — de baryte, — de chaux, } 275.
— de potassium, 276.
— de magnésie, — de potasse, — de soude, — de strontiane, } 275.
Hydriodates (des), 457.
Hydriodates ammoniaques, — de baryte, } 458.

Hydriodates de chaux, — de magnésie, — de strontiane, — de zinc, p. 458.
Hydro-chlorates, 444.
— d'ammoniaque, 449.
— d'antimoine, 452.
— de baryte, 446.
— de bismuth, 453.
— de chaux, 446.
— de cobalt, 445.
— d'étain, 450.
— de magnésie, 445.
— de mercure, 453.
— d'or, — d'osmium, — de palladium, — de platine, — de plomb, 445.
— de potasse, 447.
— de soude, 448.
— de strontiane, — de tellure, — de titane, — de zinc, 445.
Hydro-cyanates, 683.
— de potasse ferrugineux, 684.
— de protoxide de fer, 686.
Hydrogène (gaz), 63.
Hydrogène arseniqué, 337.
— azoté, 329.
— carboné, 327.
— percarboné, 325.
— perphosphoré, 328.
— proto-phosphoré, 329.
— potassié, 337.
— sulfuré, 315.
— sélénié, 319.
— telluré, 339.
Hydromel, 627.
Hydro-séléniates (des), 467.
Hydro-sulfates (des), 458.
— insolubles, — solubles, — sulfurés, — persulfurés, 460 à 464.
Hydro-sulfate d'ammoniaque, — d'antimoine, — de baryte, — de chaux, — de magnésie, — de potasse, — de soude, — de strontiane, 460 à 464.
Hydrure d'arsenic, 337.
— de potassium, 336.
— de soufre, 329.
— de tellure, 339.
Hypo-phosphites, 394.
Hypo-sulfates neutres, 415.
Hypo-sulfites, 414.

I.

Indigo, 610.
Inquartation, 179.
Inspiration des plantes, 472.
Inuline, 616.
Iodates (des), 433.
Iode, 90.
Iodures métalliques, 361.
— non métalliques, 360.
Iodure d'ammoniaque, 331.
— d'azote, 360.
— d'antimoine, — d'argent, — de bismuth, — de cuivre, — d'étain, — de fer, — de mercure, — de plomb, — de potassium, — de sodium, — de zinc, 361 à 363.

K.

Kermès minéral, 462.
Kinate de chaux, 522.
Kino (gomme), 617.

L.

Leucine, 651.
Laitier, 127.
Laiton, 177.
Laminoir, 110.

Levure, pages 623 et 632.
Liége, 527.
Ligneux, 561.
Ligneux amilacé, 557.
Lignite, 636.
Liniment volatil, 573.
Limonades, 508.
Liquation, 173.
Liqueur fumante de Libavius, 451.
Lithine, 120.
Lumière, 42.
Lut, 709.
Lymphe, 638.

M.

Magnésie, 231.
Magnétisme, 56.
Malates, 497.
Malléabilité, 110.
Manganèse, 123.
Manne, 553.
Mannite, 553.
Matière butireuse, 671.
Matière caséeuse, 658.
— colorante du sang, 660.
Matières grasses, 689.
Mélanges frigorifiques, 40.
Mercure, 153.
id. soluble d'Hahnemann, 426.
Métaux (des), 107.
Miel, 552.
Mines, 116.
Miroirs concaves, 32.
Molécules, etc., 2 et 3.
Molybdate de potasse, — de soude, — d'ammoniaque, } 442.
Molybdène, 137.
Morphine, 533.
Moscouade, 548.
Mucates, 526.
Mucilage, 559.

N.

Naphte, 636.
Nickel, 150.
Nitrates (des), page 416.
Nitrate d'alumine, — d'ammoniaque, — d'argent, — *idem* fondu, — de baryte, — de bismuth, — de chaux, — de cobalt, — de fer, — de magnésie, — de mercure, — de plomb, — de potasse, — de soude, — de strontiane, } 418—429.
Nitre inflammable, 429.
Nitrières artificielles, 417.
Nitrification, 417 et 442.
Nitrites (des), 430.
Nitrites (des per-), 429.
Noir de fumée, 583.
Noix de galle, 516.
Nomenclature (de la), 13.
Nutrition des animaux, 637.
Nutrition des plantes, 471.

O.

OEufs, 568.
Opium, 620.
Or, 163.
Origine de la chimie, 1.
Orge, 631.
Os, 392.
Osmazome, 651.
Osmium, 156.
Oxalates, 501.
Oxalate de potasse (neutre), 503.
— d'ammoniaque, 503.
— de potasse, — de soude, } 501 et suiv.
Oxacides (des), 281.
Oxides métalliques, 210.
— non métalliques, 182.
Oxide d'aluminium, 229.
— d'antimoine, 257.
— — sulfuré, 514.
— d'argent, 270.
— d'arsenic, 253.

Oxide d'azote (proto-), pag. 207.
— (deuto-), 208.
— de barium, 235 — 237.
— de bismuth, 262.
— de cadmium, 252.
— de calcium, 233 — 235.
— de carbone, 202.
— de cérium, 260.
— de chlore, 205.
— de chrôme, 255.
— de cobalt, 261.
— de colombium, 256.
— de cuivre, 263.
— d'étain, 250.
— de fer, 247 et suivantes.
— de glucinium, 231.
— d'hydrogène (proto-), 183.
— (deuto-), 197.
— d'iridium, 273.
— de lithium, 239.
— de magnésium, 231.
— de manganèse, 244.
— de mercure, 268.
— de molybdène, 256.
— de nickel, 264.
— d'or, 271.
— d'osmium, 269.
— de palladium, 270.
— de phosphore, 204.
Oxides phosphurés, 217.
Oxide de platine, 272.
— de plomb, 265.
— de potassium, 239—241.
— brun de plomb, 266.
— de rhodium, 272.
— de sélénium, 204.
— de silicium, 227.
— de sodium, 242 et 243.
— de strontium, 237—239.
— de tellure, 264.
— de titane, 261.
— de thorinium, 229.
— de tungstène, 256.
— d'urane, 259.
— de zinc, 246 et 247.
— de zirconium, 228.
— d'yttrium, 230.
Oxalates, 501.
Oxigène (gaz), 57.

P.

Palladium, page 160.
Panification, 622.
Paratonnerres, 50.
Perles artificielles, 657.
Pesanteur de l'air, 98.
Petit-lait, 662.
Phlogistique, 60.
Phosphates, Phosphate d'ammoniaque, — de baryte, — de chaux (sous-), — de cobalt, — de plomb, — de potasse, — de soude, — de strontiane, — d'argent, — de chaux, — de plomb, 391 — 394.
Phosphites (des), 395.
Phosphites (hypo-), 394.
Phosphore (du), 73.
— de Beaudoin, 420.
— de Homberg, 447.
Phosphures métalliques (des), 343.
Phosphures non-métalliques, 340.
Phosphorescence, 436.
Phosphure de chlore, 342.
— d'yode, 342.
— d'antimoine, 347.
— d'argent, 347,
— d'arsenic, 346.
— de bismuth, 347.
— de cobalt, 347.
— de cuivre, 347.
— d'étain, 346.
— de fer, 346.
— de manganèse, 346.
— de mercure, 347.
— de molybdène, 346.
— de nickel, 347.
— d'or, 347.
— de platine, 347.
— de plomb, 347.
— de potassium, 346.

Phosphure de sélénium, p. 341.
— de sodium, 346.
— de titane, 346.
— de tungstène, 346.
— de zinc, 346.
Pègle grasse, 582.
Picromel, 661.
Picrotoxine, 535.
Pierres (*voyez* Oxides de la première section), 226.
Pierre infernale, 428.
Pile voltaïque, 51.
Platine, 161.
Plomb, 151.
— rouge de la Sibérie, 440.
Poix noire, jaune et de Bourgogne, 582.
Potasse, 388.
— caustique, 277.
Potassium, 120.
Poterie, 230.
Poudre fulminante, 591.
Poudre à canon, 423.
Précipité pourpre de Cassius, 451.
Principe doux des huiles, 573.
Putréfaction animale, 692.
— végétale, 634.
Pyromètres, 29.
Pyrophore, 410.

Q.

Quadroxalate de potasse, 501.
Quartz, etc. 227.
Quinine, 536.
Quinquina, 536.

R.

Raffinage de sucre, 549.
Rayons calorifiques, 32 et 33.
Réflexion et réfraction, 43.
Réglisse, 619.
Remarques générales sur les corps simples, 165.
Résines (des), 579.
Respiration, 639.
Rhodium, 160.
Rhubarbe, 527.

S.

Sang, pages 638 et 660.
Saturation, 365.
Savons, 569.
Savonules, 573.
Sécrétions, 639.
Sélénium (du), 83.
Séléniures (des), 358.
Sels (des), 364.
— dans les animaux, 691.
— végétaux, 481.
Sel arsenical de Macquer, 438.
Semences, 468.
Serum du sang, 661.
Séve, 474.
Silice, 227.
Sirop, 545.
Sodium, 122.
Solubilité, 371.
Soude, 242.
Soudure, 178.
— des plombiers, 176.
Soufre (du), 81.
— doré d'antimoine, 463.
Sources du calorique, 41.
Stéarine, 690.
Strontiane, 237.
Strontium, 119.
Styrax benzoë, 585.
Subérates, 528.
Subérine, 617.
Substance cristalline de l'opium, 620.
— vénéneuse de la coque du Levant, 535.
Substances animales, 637.
— végétales, 468.
Suc gastrique, 638.
— pancréatique, 638.
— huileux, 563.
— résineux, 579.
Succin, 529.
Succinates, 530.
Sucre, 544.
— cristallisable, } 547.
— incristallisable, }
— d'amidon, 556.
— de l'acer montanum, 549.
— de betterave, 550.

Sucre de canne, page 547.
— de champignon, 545.
— de chiffons, etc., 656.
— de diabétès, 551.
— de lait, 662.
— de miel, 553.
— de raisin, 551.
Suif, 668.
Sulfates (des), 396.
Sulfates acides, 413.
— doubles, 409.
— neutres, 396.
— (sous), 412.
Sulfate d'alumine, etc., 409.
— d'ammoniaque, 403.
— de baryte, 400.
— de chaux, 399.
— de cuivre, 407.
— de fer, 405.
— de magnésie, 398.
— de mercure, 409.
— de plomb, 398.
— de potasse, 401.
— de rhodium, 398.
— de soude, 402.
— de strontiane, 398.
— de zinc, 404.
Sulfites (des), 413.
Sulfites (des hypo), 414.
Sulfures hydrogénés, 464.
— métalliques, 351.
— non métalliques, 348.
Sulfure d'antimoine, 356.
— d'argent, 357.
— d'arsenic, 356.
— de bismuth, 357.
— de carbone, 348.
— de cadmium, 356.
— de chlore, 350.
— de cuivre, 357.
— d'étain, 356.
— d'iode, 350.
— d'iridium, 357.
— de fer, 356.
— de manganèse, 356.
— de mercure, 357.
— de molybdène, 356.
— d'or, 357.
— de platine, 357.
— de palladium, 357.
Sulfure de plomb, page 357.
— de potassium, 356.
— de rhodium, 357.
— de sélénium, 350.
— de sodium, 356.
— de zinc, 356.
Sursels, 365.

T.

Tableau des phosphures, 346.
Tableau des sulfures, 356.
Tableau des métaux, etc., 110.
Tableau des eaux minérales, 702.
Tam-tam, 176.
Tain des glaces, 174.
Tannage, 333.
Tannin artificiel, 580.
Tannin, 617.
Tartrates, 508.
— doubles, 508.
Tartrate acide de potasse, 509.
— de potasse, 511.
— de potasse et d'antimoine, 513.
— de potasse et de fer, 513.
— de potasse et de soude, 512.
Teinture martiale alkaline de Stahl, 423.
Tellure, 150.
Ténacité, 110.
Tension des vapeurs, 25.
Térébenthine, 581.
Terreau végétal, 475.
Théorie des vapeurs, 23.
Thermomètres, 29.
Thorine, 229.
Tinkal, 383.
Titane, 145.
Titres d'or et d'argent, 178.
Tourbe, 636.
Trempe de l'acier, 128.
Tungstène, 138.
Turbith nitreux, 427.

U.

Urane, 143.
Urée, 659.

V.

Vapeurs, *voyez* Vaporisation, page 25.
Vératrine, 534.
Vernis, 586.
Verre, 227.
Vin, 629.
Vinaigre, 633.

Y.

Yttria, page 230.
Yttrium, 230.

Z.

Zinc, 123.
Zirconium, 228.

FIN DE LA TABLE.

Planche 1.

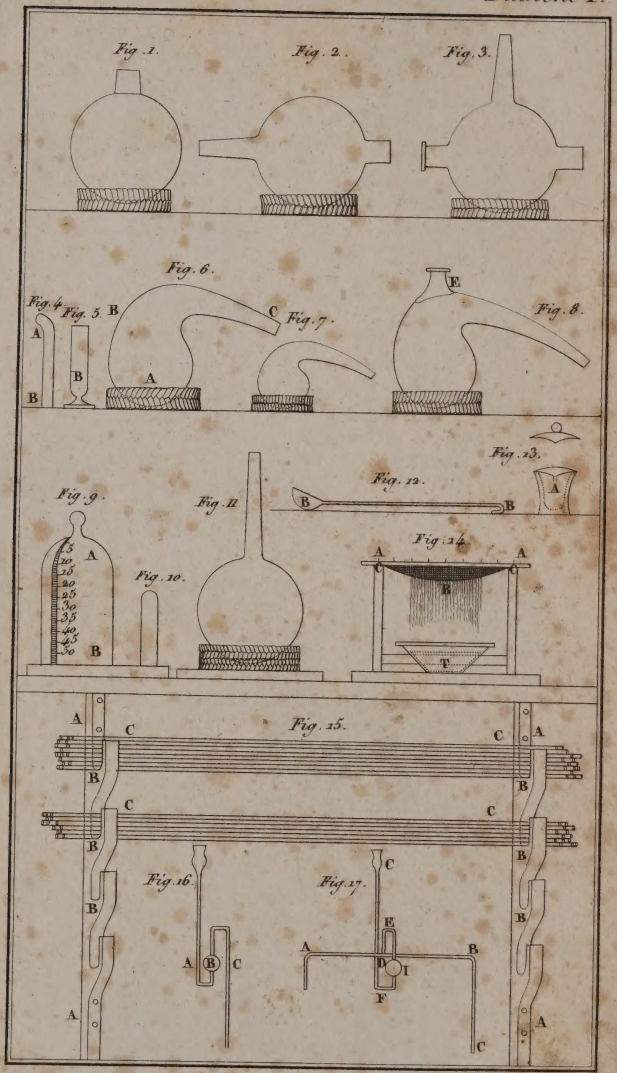
Fig. 1.
Fig. 2.
Fig. 3.
Fig. 4
Fig. 5
Fig. 6.
Fig. 7.
Fig. 8.
Fig. 9.
Fig. 10.
Fig. 11
Fig. 12.
Fig. 13.
Fig. 14.
Fig. 15.
Fig. 16.
Fig. 17.

Planche 2.

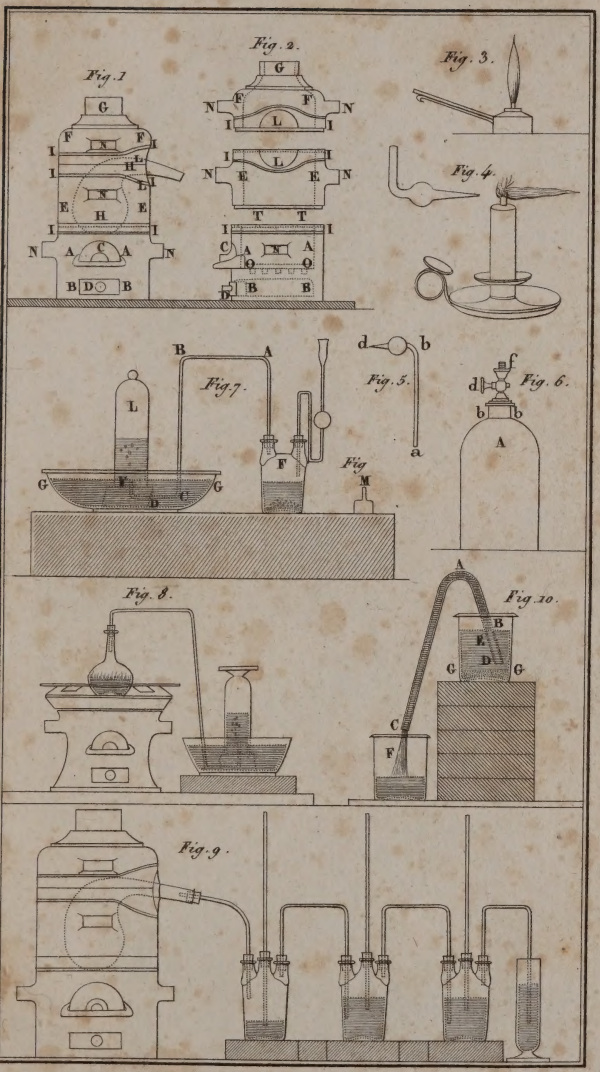

Planche 3.

Fig. 2.

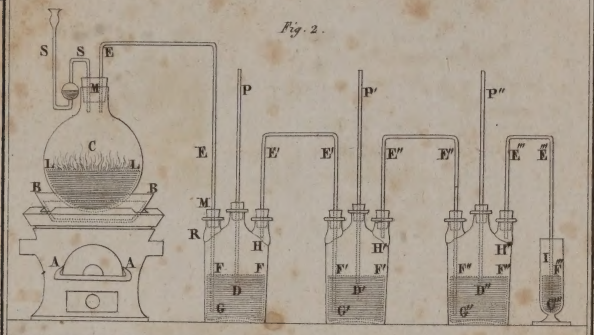

Fig. 3.

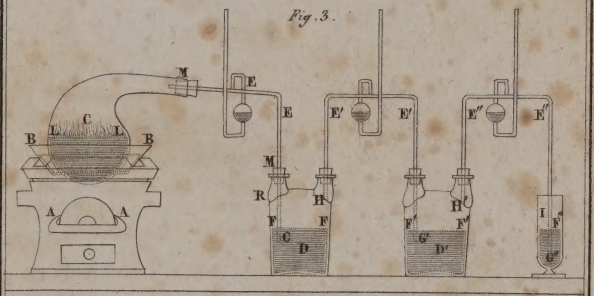
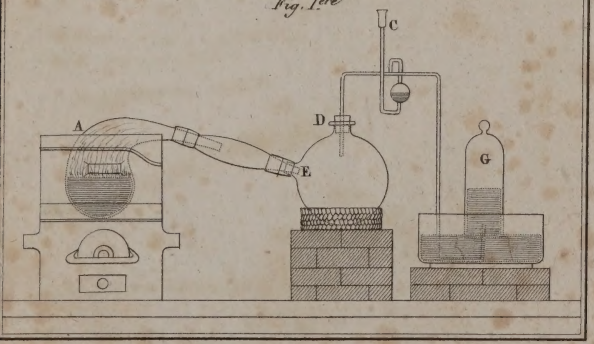
Fig. 1ere